انا مدینۃ العلم وعلی بابہا

OSMANIA UNIVERSITY

جامعۂ عثمانیہ

غیر نامیاتی کیمیا

حصۂ اول

پانی میں نمکوں اور اساسوں کی حل پذیریاں ۱۸° پر

	K	Na	Li	Ag	Tl	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
Cl	۳۲٫۹۵ ۳٫۹	۳۵٫۸۶ ۵٫۴۲	۷۷٫۷۹ ۱۳٫۳	۰٫۰$_{۳}$۱۳ ۰٫۰$_{۵}$۹	۰٫۳ ۰٫۰۱۳	۳۷٫۲۴ ۱٫۷	۵۱٫۰۹ ۳٫۰	۷۳٫۱۹ ۵٫۴	۵۵٫۸۱ ۵٫۱	۲۰۳٫۹ ۹٫۲	۱٫۴۹ ۰٫۰۵
Br	۶۵٫۸۶ ۴٫۶	۸۸٫۷۶ ۶٫۹	۱۶۸٫۷ ۱۲٫۶	۰٫۰$_{۴}$۱ ۰٫۰$_{۶}$۶	۰٫۰۴۲ ۰٫۰$_{۲}$۱۵	۱۰۳٫۶ ۲٫۹	۹۶٫۵۲ ۳٫۴	۱۴۳٫۳ ۵٫۲	۱۰۳٫۱ ۴٫۶	۴۷۸٫۲ ۹٫۸	۰٫۵۹۸ ۰٫۰۲
I	۱۳۷٫۵ ۶٫۰	۱۷۷٫۹ ۸٫۱	۱۶۱٫۵ ۸٫۵	۰٫۰$_{۶}$۳۵ ۰٫۰$_{۷}$۱	۰٫۰۰۶ ۰٫۰$_{۳}$۱۷	۲۰۱٫۴ ۳٫۸	۱۶۹٫۲ ۳٫۹	۲۰۰ ۴٫۸	۱۴۸٫۲ ۴٫۱	۴۱۹ ۶٫۹	۰٫۰۸ ۰٫۰$_{۲}$۲
F	۹۲٫۵۶ ۱۲٫۴	۴٫۴۴ ۱٫۰۶	۰٫۲۷ ۰٫۱۱	۱۹۵٫۴ ۱۳٫۵	۷۲٫۰۵ ۳	۰٫۱۶ ۰٫۰$_{۲}$۹۲	۰٫۰۱۲ ۰٫۰۰۱	۰٫۰۰۱۶ ۰٫۰$_{۳}$۲	۰٫۰۰۸۷ ۰٫۰$_{۲}$۱۴	۰٫۰۰۵ ۰٫۰$_{۳}$۵	۰٫۰۶ ۰٫۰۰۲
NO_3	۳۰٫۳۴ ۲٫۶	۸۳٫۹۷ ۷٫۴	۷۱٫۴۳ ۷٫۳	۲۱۳٫۴ ۸٫۴	۸٫۹۱ ۰٫۳۵	۸٫۷۴ ۰٫۳۳	۶۶٫۲۷ ۲٫۷	۱۲۱٫۸ ۵٫۲	۷۴٫۳۱ ۴٫۰	۱۱۷٫۸ ۴٫۷	۵۱٫۶۶ ۱٫۴
ClO_3	۶٫۶ ۰٫۵۲	۹۷٫۱۶ ۶٫۴	۳۱۳٫۴ ۱۵٫۳	۱۲٫۲۵ ۰٫۶	۳٫۶۹ ۰٫۱۳	۳۵٫۴۲ ۱٫۱	۱۷۴٫۹ ۴٫۶	۱۷۹٫۳ ۵٫۳	۱۲۶٫۴ ۴٫۷	۱۸۳٫۹ ۵٫۳	۱۵۰٫۶ ۳٫۱۶
BrO_3	۶٫۳۸ ۰٫۳۸	۳۶٫۶۷ ۲٫۴	۱۵۲٫۵ ۸٫۲۰	۰٫۵۹ ۰٫۰۲۵	۰٫۳۰ ۰٫۰۰۹	۰٫۸ ۰٫۰۲	۳۰٫۰ ۰٫۹	۸۵٫۱۷ ۲٫۳	۴۲٫۸۶ ۱٫۵	۵۸٫۴۳ ۱٫۸	۱٫۳ ۰٫۰۳
IO_3	۷٫۶۲ ۰٫۳۵	۸٫۳۳ ۰٫۴	۸۰٫۴۳ ۳٫۸۴	۰٫۰۰۴ ۰٫۰$_{۳}$۱۴	۰٫۰۵۹ ۰٫۰$_{۲}$۱۶	۰٫۰۵ ۰٫۰۰۱	۰٫۲۵ ۰٫۰$_{۲}$۵۷	۰٫۲۵ ۰٫۰۰۷	۶٫۸۷ ۰٫۲۶	۰٫۸۳ ۰٫۰۲	۰٫۰۰۳ ۰٫۰$_{۴}$۳
OH	۱۴۲٫۹ ۱۸	۱۱۶٫۴ ۲۱	۱۲٫۰۴ ۵٫۰	۰٫۰۱ ۰٫۰۰۱	۴۰٫۰۴ ۱٫۷۶	۳٫۷ ۰٫۲۲	۰٫۷۷ ۰٫۰۶۳	۰٫۱۷ ۰٫۰۲	۰٫۰۰۱ ۰٫۰$_{۳}$۲	۰٫۰$_{۴}$۵ ۰٫۰$_{۴}$۵	۰٫۰۱ ۰٫۰$_{۳}$۴
SO_4	۱۱٫۱۱ ۰٫۶۲	۱۶٫۸۳ ۱٫۱۵	۳۵٫۶۴ ۲٫۸	۰٫۵۵ ۰٫۰۲	۴٫۷۴ ۰٫۰۹	۰٫۰$_{۳}$۲۳ ۰٫۰$_{۴}$۱۰	۰٫۰۱۱ ۰٫۰$_{۳}$۶	۰٫۲۰ ۰٫۰۱۵	۳۵٫۴۳ ۲٫۸	۵۳٫۱۲ ۳٫۱	۰٫۰۰۴۱ ۰٫۰$_{۳}$۱۳
CrO_4	۶۳٫۱ ۲٫۷	۶۱٫۲۱ ۳٫۳۰	۱۱۱٫۶ ۶٫۵	۰٫۰۰۲۵ ۰٫۰$_{۳}$۱۵	۰٫۰۰۶ ۰٫۰$_{۳}$۱	۰٫۰$_{۴}$۳۵ ۰٫۰$_{۴}$۱۴	۰٫۱۲ ۰٫۰۰۶	۰٫۴ ۰٫۰۳	۷۳٫۰ ۴٫۳	... ...	۰٫۰$_{۴}$۲ ۰٫۰$_{۶}$۵
C_2O_4	۳۰٫۲۷ ۱٫۶	۳٫۳۴ ۰٫۲۴	۷٫۲۲ ۰٫۶۹	۰٫۰۰۳۴ ۰٫۰$_{۳}$۱۷	۱٫۴۸ ۰٫۰۳۰	۰٫۰۰۸۵ ۰٫۰$_{۳}$۳۸	۰٫۰۰۴۶ ۰٫۰$_{۳}$۲۶	۰٫۰$_{۴}$۵۵ ۰٫۰$_{۴}$۴۳	۰٫۰۳ ۰٫۰۰۲۷	۰٫۰$_{۲}$۶۴ ۰٫۰$_{۴}$۴	۰٫۰$_{۳}$۱۶ ۰٫۰$_{۵}$۵۴
CO_3	۱۰۸٫۰ ۵٫۹	۱۹٫۳۹ ۱٫۸	۱٫۳ ۰٫۱۷	۰٫۰۰۳ ۰٫۰$_{۳}$۱	۴٫۹۴ ۰٫۱۰	۰٫۰۰۲۳ ۰٫۰$_{۳}$۱۱	۰٫۰۰۱۱ ۰٫۰$_{۴}$۷	۰٫۰۰۱۳ ۰٫۰$_{۳}$۱۳	۰٫۱ ۰٫۰۱	۰٫۰۰۴ ۰٫۰$_{۳}$۳	۰٫۰$_{۳}$۱ ۰٫۰$_{۴}$۳

ہر ایک مربع میں اُوپر کے عدد سے نابیدہ نمک کے اُن گراموں کی تعداد مراد ہے جو ۱۰۰ مکعب سم پانی میں حل ہوتے ہیں۔ نیچے کے عدد سالمی حل پذیری کو تعبیر کرتے ہیں یعنی گرام سالمات کی اُس تعداد کو جو سیر شدہ محلول کے ایک لیٹر میں پائی جاتی ہے خفیف حل پذیریوں کے اعداد مختصر کئے گئے ہیں مثلاً ۰٫۰$_{۴}$۳ = ۰٫۰۰۰۰۳۔ دیگر حل پذیریاں غیر نامیاتی کیمیا کے دیگر حصص میں درج کی جائیں گی۔

سلسلۂ نصابات علمیہ جامعۂ عثمانیہ

غیر نامیاتی کیمیا

حصۂ اول

بربنائے غیر نامیاتی کیمیا مصنفہ الگزینڈر سمتھ

ترتیب

چودھری برکت علی صاحب۔ بی۔ ایس سی۔ (علیگ)
پروفیسر کیمیا۔ کلیۂ جامعۂ عثمانیہ

سنہ ۱۳۴۷ھ م سنہ ۱۳۳۷ف م سنہ ۱۹۲۸ء

دار الطبع جامعۂ عثمانیہ سرکار عالی حیدرآباد دکن

فہرستِ مضامین

غیر نامیاتی کیمیا۔ حصۂ اوّل

چونے کا پتھر، اینٹ، گچ، وغیرہ، اِن کا یہ حال ہے کہ اِن کی ترکیب میں یہ عنصر ۵۰ فی صدی سے زیادہ ہے - ہوا میں جُماً پانچواں حصّہ اور وزناً چوتھا حصّہ آنزاد آکسیجن ہے۔

بسیط چیزوں کی تیاری

بسیط چیزوں کے حاصل کرنے کے لئے دو عام راہیں ہیں - اگر عنصر، گندک اور سونے کی طرح قدرتی طور پر آزادی کی حالت میں ملتا ہو تو اِس صورت میں صرف اِس بات کی ضرورت ہے کہ اُسے اُس کے ماسوا، یعنی لوتوں، کی آمیزش سے پاک کر لیا جائے - اور اگر عنصر اِس حالت میں میسّر نہ ہو یا اُس کی تخلیص میں کوئی خاص اشکال ہو تو اِس صورت میں عنصر کے کسی قدرتی یا مصنوعی مرکب کی تحلیل سے کام لیا جاتا ہے۔

پھر تحلیل کے بھی دو طریقے ہو سکتے ہیں۔ ایک یہ کہ پریسٹلی[1] کے تجربوں کی طرح توانائی کے صرف سے جو عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے، مرکب کے اجزاء کو ایک دوسرے سے بزور جُدا کر دیا جائے - اور دوسرا طریق یہ ہے کہ جزوِ مطلوب کو جُدا کرنے کے لئے دیگر اجزاء کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں (دیکھو ہائیڈروجن کی تیاری)۔

آکسیجن کی تیاری میں پہلا طریق زیادہ سہل اور زیادہ کارگر ہے۔

ماخذ کے انتخاب میں طبعاً لاگت کا خیال بھی ویسا ہی مدِ نظر رہتا ہے جیسا کہ طریقِ کار کی سہولت پیشِ نظر ہوتی ہے۔

---

[1] Priestley

مثلاً سونے کا آکسائیڈ (Oxide) ذرا سی حرارت سے آکسیجن دے دیتا ہے۔ لیکن آکسیجن کا یہ ماخذ بہت قیمتی ہے۔ دُوسری طرف چُونا بہت سستی چیز ہے۔ لیکن وہ برقی قوس تک کی تپش پر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتا۔

آکسیجن کی تیاری

ا۔ ہوا سے

کُرۂ ہوائی میں آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جو اَور چیزیں مخلوط ہیں اُن سے آکسیجن کو پاک کر لیا جائے۔ اِس کی ایک صورت یہ ہے کہ ہوا، مایع بنالی جاتی ہے۔ پھر نائیٹروجن (Nitrogen) جو مقابلۃً زیادہ طیران پذیر ہے، اِس مایع سے خارج کر دی جاتی ہے۔ آکسیجن کو سب سے آخر میں طیران ہوتا ہے۔ اِسے دبا کر مضبوط گیس دانوں میں بھر لیا جاتا ہے۔ یہ قاعدہ محض احتیالی قاعدہ ہے۔

آج کل تجارتی اغراض کے لئے جو آکسیجن درکار ہوتی ہے وہ بیشتر، مایع ہوا ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ چنانچہ مایع آکسیجن کا نقطۂ جوش -۱۸۲،۴° ہے۔ اور نائیٹروجن اِس سے بھی پست تر تپش، یعنی -۱۹۴°، پر جوش کھاتی ہے۔ مایع ہوا کی تپش تقریباً -۱۹۰° ہے۔ اور یہ درجہ، جوش کھاتی ہوئی نائیٹروجن کی تپش سے کسی قدر بلند تر ہے۔ اِس لئے آکسیجن کی بہ نسبت نائیٹروجن کو بہت زیادہ آزادی کے ساتھ تبخیر کا موقع میسّر آجاتا ہے۔ اور تھوڑی سی دیر کی تبخیر کے بعد جو مایع باقی رہ جاتا ہے وہ تقریباً سب کا سب، خالص آکسیجن (۹۶ فی صدی) پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب جو گیس اِس مایع سے نکلتی ہے وہ ایسے فولادی بمبوں (شکل ۳) کے ذریعہ جو ۱۰۰ ا سے ۱۵۰ کُرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ پیدا کر سکتے ہیں

فولادی اُستوانیوں میں بھینچ کر بند کر لی جاتی ہے ۔ اور بازار میں وہ
اِن ہی اُستوانیوں میں بکتی ہے۔
تجارتی پیمانہ پر یہ گیس عموماً مقاصدِ ذیل کے لئے تیار کی جاتی ہے:۔



شکل ۳

۱۔ ذات الریہ اور ضیق النفس وغیرہ کے مریض جب آکسیجن کو اِس شکل میں تنفس کے لئے استعمال کرتے ہیں تو اِس سے اُنہیں کچھ آرام حاصل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے یہ آکسیجن دواءً استعمال کی جاتی ہے۔

۲۔ جب تیز حرارت مطلوب ہوتی ہے تو شعلوں کی پرورش کے لئے ہوا کی بجائے اِس سے کام لیا جاتا ہے۔ دیکھو کیلسیئم (Calcium) کی روشنی۔

۲۔ مرکبات سے

بہت سے مرکبات ایسے ہیں کہ گرم کرنے سے ۲۰۰۰° کی تپش کے اندر اندر اپنی آکسیجن (Oxygen) کھو دیتے ہیں۔ اور اِس حد تک کی تپش معمولی نبسنی مشعل، اور معدنی کوئلے کی آگ سے بخوبی حاصل ہو سکتی ہے۔ اِن مرکبات میں سے بعض معدنی بھی ہیں۔ لیکن اکثر مصنوعی طور پر تیار کئے جاتے ہیں۔ اِس قسم کے معدنیات کی ایک مثال مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) ہے۔ اِس میں عموماً پانی کے اجزاء بھی موجود ہوتے ہیں۔ اِس لئے گرم کرنے پر اِن سے آکسیجن کے ساتھ ساتھ رطوبت بھی خارج ہوتی ہے۔ اور آخرِ کار ایک ایسا مرکب باقی رہ جاتا ہے جو اپنی ترکیب کے اعتبار سے وُہی معدنی

چیز ہے جسے ہازمینائیٹ (Hausmannite Mn_3O_4) کہتے ہیں۔
لیکن مشکل یہ ہے کہ اِس قسم کی چیزوں کو بہت کچھ گرم کرنا پڑتا ہے۔ اور اِس پر بھی اُن کی تمام آکسیجن اُن سے جُدا نہیں ہوتی۔ چنانچہ شورہ (پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) KNO_3 صرف اُس وقت آکسیجن دیتا ہے جب کہ وہ تیز سُرخ حرارت پر پہنچ جاتا ہے۔ اور اِس تپش پر بھی اُس کی تمام آکسیجن کا صِرف تیسرا حِصّہ آزاد ہوتا ہے :—

$$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O$$

اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ[1] (Manganese dioxide MnO_2) کو گرم کرنے سے :—

$$MnO_2 \rightarrow Mn_3O_4 + O.$$

اِس لئے عملیات میں مجبوراً مصنوعی ماخذوں سے کام لینا پڑتا ہے۔ مصنوعی ماخذوں میں ایک مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) ہے۔ یہ مرکب قیمتی ہے لیکن اِس کے ساتھ تاریخی دلچسپی وابستہ ہے۔ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور اب سے پہلے صنعی پیمانہ پر آکسیجن (Oxygen) تیار کرنے میں (برِن[2] کا قاعدہ) بہت کام آتا تھا۔ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) بھی مصنوعی مرکب ہے۔ اور دارالتجربہ میں آکسیجن تیار کرنے کے لئے نہایت عمدہ اور مناسب چیز ہے۔ سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور آکسیجن کی تیاری کے لئے بکار آمد چیز ہے۔ اِس جماعت کی اور بہت سی چیزیں آگے چل کر آئینگی۔

---

[1] اِس معدنی چیز کو آکسیجن کی تیاری کے لئے سب سے پہلے شیل (Scheele) نے استعمال کیا تھا۔
[2] (Brin)

آکسیجن برِن کے قاعدہ سے

اِس قاعدہ میں بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) سے ابتداء کی جاتی ہے۔ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) BaO اُنبجھے چُونے یعنی CaO سے بہت مشابہ ہے۔ لیکن جب اِسے ہوا میں گرم کیا جاتا ہے تو وہ CaO کے برعکس تقریباً ۵۰۰° پر پہنچ کر اور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھالیتا ہے۔ اور اِس طرح بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بنا دیتا ہے۔ پھر جب بیریئم پر آکسائیڈ بلند تر تپش (۱۰۰۰°) پر پہنچتا ہے تو یہ زائد آکسیجن (Oxygen) اِس سے جُدا ہو جاتی ہے۔

واقعہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ کا سالمہ اپنے دونوں اجزائے ترکیبی کے ایک ایک جوہر پر مشتمل ہے۔ جب اُسے ہوا میں گرم کرتے ہیں تو وہ آکسیجن کے ایک اَور جوہر کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے۔ چنانچہ تعامل کی ماہیت حسبِ ذیل ہے :—

$$BaO + O \rightarrow BaO_2$$

تعامل کا دُوسرا حِصّہ جس میں آکسیجن (Oxygen) اِس پر آکسائیڈ (peroxide) سے آزاد ہوتی ہے تعاملِ بالا کا عکس[1] ہے۔ چنانچہ

$$BaO_2 \rightarrow BaO + O$$

اِس قاعدہ میں تاجرانہ فائدہ کا نکتہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ

[1] جہاں کوئی تعامل متعاکس ہو جاتا ہے اور تعامل کی سمت ایسے واقعات پر موقوف ہوتی ہے جو بدلے جا سکتے ہیں وہاں دونوں مساواتیں الگ الگ لکھنے کی بجائے ایک ہی جگہ لکھی جاتی ہیں۔ اور اِس مطلب کے لئے طرزِ تحریر حسبِ ذیل اختیار کی جاتی ہے :—

$$BaO + O \rightleftarrows BaO_2$$

بار بار یہی کام دے سکتا ہے - قاعدہ کی نوعیت سے ظاہر ہے کہ حقیقت میں یہ ہوا سے آکسیجن (Oxygen) حاصل کرنے کا کیمیائی قاعدہ ہے۔

عملیات کی سہولت اور اخراجات کی بچت کے خیال سے اس قاعدہ میں تھوڑی سی تبدیلی کرلی گئی ہے - چنانچہ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اگر ۷۰۰° کی تپش پر رکھ لیا جائے جو دونوں مذکورۂ بالا تپشوں کا تقریباً اوسط ہے، اور پھر اس آکسائیڈ (Oxide) پر بہت سے دباؤ کے اندر رکھی ہوئی ہوا بزور پہنچائی جائے تو وہ ہوا کی آکسیجن (Oxygen) کو جذب کرلیتا ہے - بیریئم آکسائیڈ اس مطلب کے لئے بڑے بڑے مضبوط نلوں میں رکھا جاتا ہے - ان نلوں کے آخری حصّوں میں ایک ایک کھلمنڈن لگا ہوتا ہے - ان کھلمنڈنوں کے رستے نائیٹروجن (Nitrogen) باہر نکل جاتی ہے۔ جب آکسیجن کا امتزاج مکمل ہو جاتا ہے تو پمپ کا عمل اُلٹ دیا جاتا ہے - اس طرح نلوں کے اندر خلا پیدا ہو جاتا ہے جس سے بیریئم پرآکسائیڈ (Barium peroxide) پر دباؤ گھٹ جاتا ہے۔ اور زائد آکسیجن جس نے بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کے ساتھ ترکیب کھائی تھی پھر آزاد ہو جاتی ہے - اسی طرح دباؤ کے تغیرات سے وُہی نتیجہ پیدا ہو جاتا ہے جو تپش کے تغیرات سے متصور ہے۔ اور بہت سا ایندھن ضائع ہونے سے بچ جاتا ہے - علاوہ بریں اس صورت میں آکسیجن تیار کرنے کا قاعدہ بھی مقابلۃً زیادہ مسلسل ہو جاتا ہے -

اس قاعدہ سے جو آکسیجن (Oxygen) حاصل ہوتی ہے اس کا خلوص تقریباً ۹۶ فی صدی تک ہوتا ہے - یہ آکسیجن زور سے دبا کر استوانوں میں بھرلی جاتی ہے اور پھر یہی استوانے فروخت کے لئے بازار میں بھیج دئے جاتے ہیں -

آکسیجن پوٹاسیئم کلوریٹ سے

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ایک سفید قلمی چیز ہے جو دیا سلائی اور آتش بازی کی صنعت میں بہت استعمال ہوتی ہے۔ اِسے امتحانی نلی (شکل ۴) میں گرم کرو تو وہ ۳۵۱° پر پہنچ کر پگھلتا ہے۔ پھر اگر اور زیادہ گرم کیا جائے تو اُس میں اُبال شروع ہو جاتا ہے۔ اور اِس سے بہت سی آکسیجن نکل آتی ہے۔ تجربہ سے یہ بات بھی ثابت ہے کہ اِس نمک میں جتنی آکسیجن موجود ہے وہ سب کی سب اِس سے آزاد کی جا سکتی ہے۔ گرم کرنے کے بعد اِس سے جو سفید مادّہ باقی رہ جاتا ہے وہ بعینہٖ وہی مادّہ ہے جسے معدنی شکل میں سلوائیٹ (Sylvite) کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس کا نام پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) ہے۔ تحلیل ہونے پر اِس مادّہ سے پوٹاسیئم (Potassium) اور کلورین (Chlorine) کا ایک ایک جوہری وزن حاصل ہوتا ہے۔ اِس بناء پر ہم یوں استدلال کر سکتے ہیں کہ پوٹاسیئم کلوریٹ کی ترکیب کو ضابطہ $KClO_x$ سے تعبیر ہونا چاہیئے۔ جس میں x آکسیجن کے جوہری وزنوں کی تعداد ہے۔ حساب و تخمین سے یہ امر پایۂ ثبوت کو پہنچ چکا ہے کہ x کی قیمت تین ہے۔ اِس لئے ضابطۂ مذکور $KClO_3$ ہونا چاہیئے۔ پھر تحلیل کو تعبیر کرنے کے لئے مساوات حسب ذیل ہونی چاہیئے :—

$$KClO_3 \rightarrow KCl + 3O.$$

x کی قیمت معلوم کرنے کی ایک صورت یہ ہے کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی کوئی معلوم مقدار، احتراقی نلی میں رکھ کر گرم کی جائے اور پھر اُس کا نقصانِ وزن (= آکسیجن) معلوم کر لیا جائے۔ پھر تفریق سے اِس امر کا معلوم کر لینا کچھ مشکل

نہیں کہ آکسیجن (Oxygen) کے اخراج کے بعد جو پوٹاسیئم کلورائیڈ
(Potassium chloride) باقی رہ گیا ہے اُس کا وزن کیا
ہے - چنانچہ ایک واقعی تجربہ میں ۲٫۹۹۸ گرام پوٹاسیئم کلوریٹ
(Potassium chlorate) سے ۱٫۱۶۹ گرام آکسیجن حاصل
ہوئی اور ۱٫۸۲۹ گرام پوٹاسیئم کلورائیڈ باقی رہ گیا - اب پوٹاسیئم
(Potassium) کا وزنِ جوہر ۳۹٫۱۵ اور کلورین (Chlorine) کا وزنِ جوہر
۳۵٫۴۵ ہے - اِس لئے پوٹاسیئم کلورائیڈ کا وزنِ ضابطہ ۷۴٫۶
ہونا چاہیئے - تخمین سے آکسیجن (Oxygen) اور پوٹاسیئم کلورائیڈ
(Potassium chloride) کے جو وزن حاصل ہوئے ہیں اُن
میں سے آکسیجن کے وزن کو آکسیجن کے وزنِ جوہر پر اور پوٹاسیئم
کلورائیڈ کے وزن کو اُس کے وزنِ ضابطہ پر تقسیم کر دیا جائے تو

۱٫۱۶۹ ÷ ۱۶ = ۰٫۰۷۳۰۶

اور ۱٫۸۲۹ ÷ ۷۴٫۶ = ۰٫۰۲۴۵۲

پس ۰٫۰۲۴۵۲ : ۰٫۰۷۳۰۶ :: ۱ : ۳

اِس بناء پر پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate)
کا ضابطہ حسبِ ذیل ہونا چاہیئے :—

$O \times 3(KCl) \times 1$, یا $KClO_3$

اِس عمل کی خصوصیت یہ ہے کہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ
کی آمیزش، پوٹاسیئم کلوریٹ کی تحلیل کے حدوث کو بہت نمایاں
طور پر تیز کر دیتی ہے - اِس لئے آکسیجن (Oxygen) کی تیاری میں
پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے ساتھ مینگانیز
ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) شامل کر لیا جاتا ہے -
اور دار التجربہ میں تو عام طور پر اِسی طرح (شکل ۲) آکسیجن تیار
کی جاتی ہے - اِس صورت میں آکسیجن مقابلۃً پست تر تپش پر
(یعنی ۲۰۰° کے اندر اندر) نکل آتی ہے - اور اِس کی اچھی خاصی

بسم اللہ الرحمن الرحیم

پہلی فصل

آکسیجن

ہم کیمیا کا باقاعدہ مطالعہ آکسیجن سے شروع کرتے ہیں کیونکہ یہ ایک نہایت دلچسپ اور نہایت مفید چیز ہے۔ چنانچہ :—

۱۔ ہوا میں یہی چیز شئے عامل ہے۔

۲۔ ہماری زندگی اِس پر موقوف ہے۔ اگر یہ نہ ہو تو ہم دم گھٹ کر مر جائیں۔

۳۔ حرارت کے لئے بھی ہم اِس کے مرہونِ منّت ہیں۔ اگر یہ نہ ہو تو لکڑی، گیس، اور کوئلے، وغیرہ کا جلنا موقوف ہو جائے۔

۴۔ جہاں تیل، گیس یا موم بتّی جلانے کی ضرورت پیش آتی ہے وہاں روشنی بھی اِسی کی مدد سے میسّر آتی ہے۔

ہمیں اِس بات کے معلوم کرنے کی بھی ضرورت ہے کہ دارالتجربہ میں جو اشیاء ہم استعمال کرتے ہیں اُن میں سے کس کس کے ساتھ آکسیجن ترکیب کھا سکتی ہے۔ اور وہ کون کون سی چیزیں ہیں جن کے ساتھ وہ کوئی تعامل نہیں کرتی۔ یہ معلومات آئندہ کے لئے ہمارے

دلیل راہ بن جائینگے - اور ہمیں معلوم ہو جائیگا کہ جن چیزوں کو ہم ہوا کی آکسیجن سے محفوظ رکھنا چاہتے ہیں اُن کے لئے کیا تدبیر اختیار کر سکتے ہیں - اور اِس بات کا بھی پتہ چل سکیگا کہ آیا کسی خاص تجربہ میں آکسیجن نے بھی کچھ حصّہ لیا ہے یا نہیں یا تجربہ میں اُس کے لئے حصّہ لینے کا کس حد تک امکان ہو سکتا ہے -

پس ہم آکسیجن کے مطالعہ کو مندرجہ ذیل عنوانوں پر تقسیم کر دیتے ہیں - لیکن اِس تقسیم کے ضمن میں اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ آکسیجن اور دیگر اشیاء کے واقعاتِ متعلقہ کی اِس طرح جماعت بندی کر دینا محض ایک احتیاطی امر ہے - اور یہ کچھ ضروری نہیں کہ ہر چیز کا مطالعہ اِن ہی عنوانوں میں محصور رہے - اِس قسم کی تقسیموں سے صِرف یہ فائدہ مترتّب ہوتا ہے کہ قاری کے لئے امرِ مطلوب کی تلاش آسان ہو جاتی ہے :-

۱- اِس عنصر کی تاریخ -

۲- کون کون سی اشیاء میں آکسیجن پائی جاتی ہے - یعنی اِس عنصر کا وقوع -

۳- ہم خالص آکسیجن کس طرح حاصل کر سکتے ہیں - یعنی اِس عنصر کی تیاری -

۴- مِن حیث الشئے اِس کے نوعی طبیعی خواص کیا ہیں -

۵- کائنات کے اندر اور دارالتجربہ میں یہ عنصر کیا کچھ کرتا ہے اور کیا کچھ کرنے پر قادر نہیں - یعنی اِس کے کیمیائی خواص -

آکسیجن کی تاریخ

بہت سے عناصر جو آکسیجن کی بہ نسبت کمتر سہولت کے ساتھ

دستیاب ہو سکتے ہیں وہ تو صدہا سال سے معلوم ہیں اور آکسیجن کا یہ حال ہے کہ اِس کی ہستی اٹھارہویں صدی کے اواخر تک مشخص نہ ہو سکی اِس اشکال کی وجہ یہ ہے کہ ٹھوس اور مایع چیزوں کی طرح گیسی چیزوں کی تمیز و تشخیص آسان نہیں۔ اِس لئے گیسوں کے مطالعہ کی ترقی بہت سُست رہی ہے۔

چینی آٹھویں صدی میں یا اِس سے بھی پہلے اِس بات سے واقف تھے کہ ہوا کے دو جُزو ہیں۔ اور وہ یہ بات بھی جانتے تھے کہ اِن میں سے ایک جُزو عامل ہے جو بعض دھاتوں کے ساتھ، اور جلتی ہوئی گندک کے ساتھ، اور کوئلے کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے۔ چنانچہ اِس جُزو کو وہ یِن[1] کہتے تھے۔ پھر اِسی حد پر اِکتفا نہیں بلکہ وہ تو یہاں تک بھی واقف ہو چکے تھے کہ یہ جُزو بعض معدنیات کو گرم کرنے سے خلوص کی حالت میں حاصل ہو سکتا ہے۔ چنانچہ اِس قسم کے معدنیات میں سے جو اُنہیں معلوم تھے ایک شورہ بھی تھا۔

یورپ میں سب سے پہلا شخص لیونارڈو دا وِنسی[2] (سنہ ۱۴۵۱-۱۵۱۹ء) ہے جس نے یہ بیان کیا کہ ہوا میں دو گیسیں ہیں۔ پھر اِس کے بعد سنہ ۱۶۶۹ء میں میئو[3] نے ہوا میں آکسیجن کے تناسب کی تخمین کی اور اِس بات سے بھی پُوری پُوری بحث کی کہ احتراق میں، زنگ آوری میں، سرکہ بنانے میں، اور تنفس میں، اِس کا مفاد کیا ہے۔ لیکن وہ خالص آکسیجن تیار نہ کر سکا یا شاید اِس کی تیاری پر متوجہ ہی نہ ہُوا۔ اِس کے بعد سنہ ۱۷۳۱ء میں ہیلز[4] نے شورہ کو گرم کر کے آکسیجن تیار کی۔ اور اِس بات کا اندازہ بھی کیا کہ شورہ سے

---

[1] Yin

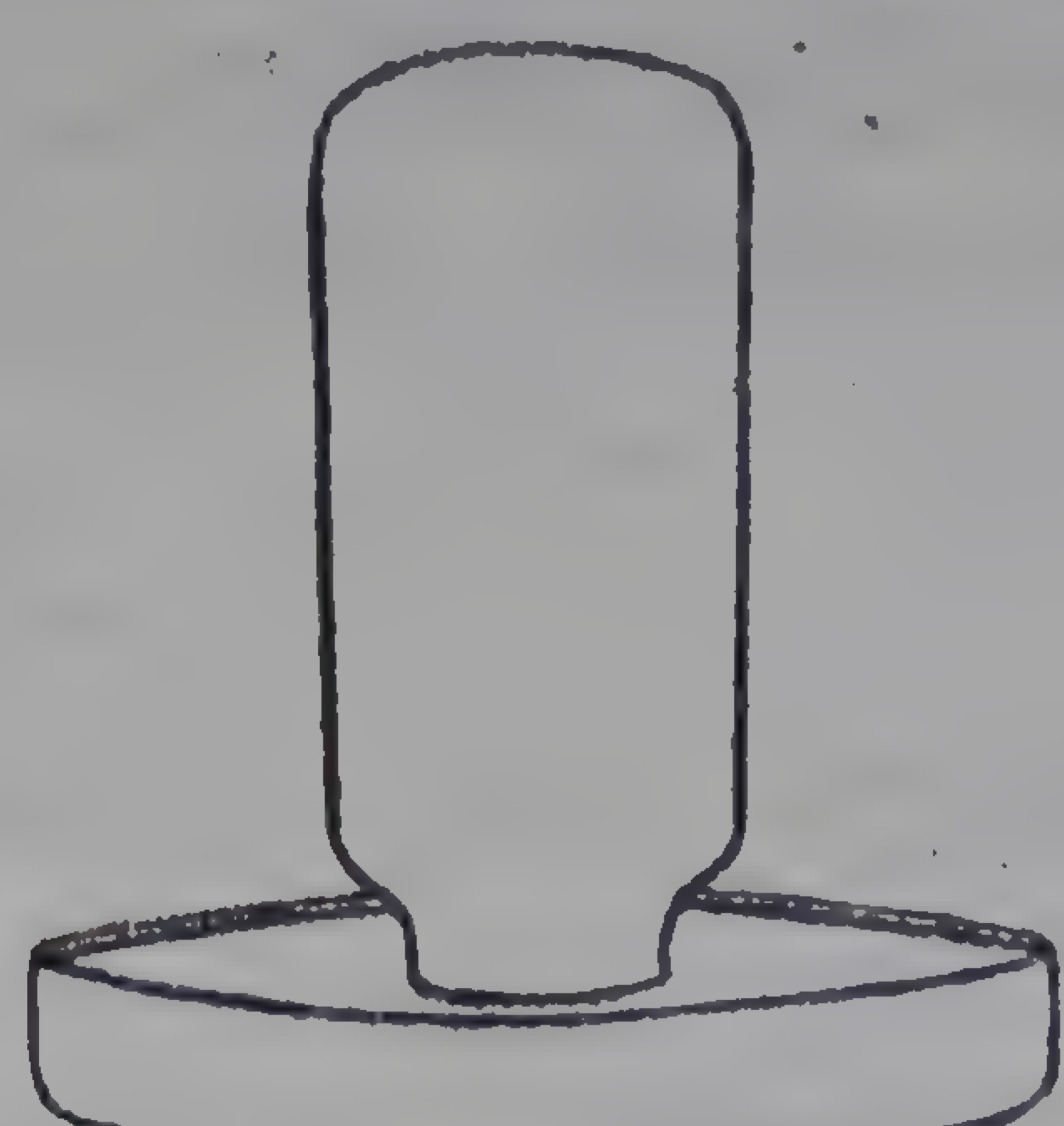
[2] Leonardo da Vinci

[3] Mayow

[4] Hales

اس کی کتنی مقدار حاصل ہو سکتی ہے - لیکن وہ یہ معلوم نہ کر سکا کہ اس میں اور ہوا میں کیا تعلق ہے - بیاین[1] پہلا شخص ہے جس نے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کو گرم کر کے (اپریل ۱۷۷۴ء) اسے تیار کیا -

پریسٹلی[2] اُن گیسوں کی ماہیت کے امتحان کا خصوصیت سے بہت شائق تھا جو بعض مادوں کے گرم کرنے سے آزاد ہوتی ہیں- اس کا طریقِ عمل یہ تھا کہ شیشہ کا ایک لمبا سا برتن (شکل ۱) پارے سے



شکل ۱

بھر لیتا تھا اور اس برتن کو پارے سے بھرے ہوئے لگن میں اُلٹ کر رکھ دیتا تھا- پھر جس چیز کا امتحان منظور ہوتا تھا اُسے شیشہ کے اُلٹ کر رکھے ہوئے برتن کے اندر پارے کی سطح پر تیرا دیتا تھا-

---

[1] Bayen

[2] (Priestley)- یہ شخص انگلستان کا ایک پادری تھا جو اپنا فرصت کا وقت کیمیائی تجربوں میں صرف کرتا تھا- اپنی عمر کے آخری حصہ میں وہ امریکہ چلا گیا اور نارتھمبرلینڈ (Northum berland) میں فوت ہوا-

اور اِس کے بعد بڑے سے عدسۂ محرقہ کے ذریعہ اِس چیز پر آفتاب کی شعاعوں کو مُرتکز کرتا تھا۔ اِسی طرح کے تجربوں کے دَوران میں سنہ ۱۷۷۴ء میں پریسٹلی[1] کو معلوم ہُوا کہ پارے کے سُرخ کلس پر جب یہ عمل کیا جاتا ہے تو اِس سے ایک گیس کی غیر معمولی مقدار برآمد ہوتی ہے۔ اِس نے اتفاقاً یہ بھی معلوم کر لیا کہ یہ گیس نہایت عمدگی سے ممدِ احتراق ہے۔ چنانچہ اُس نے خود اِس بات کا اقرار کیا ہے کہ "میں نے یوں ہی بلا مقصد ایک جلتی ہوئی موم بتی اِس گیس میں داخل کی۔ اور کیا دیکھتا ہوں کہ اُس کا شعلہ نہایت منوّر ہو گیا"۔ پھر بعد میں اُسے یہ بھی معلوم ہُوا کہ یہ گیس مفیدِ تنفس اور چھوٹے چھوٹے حیوانات، مثلاً چُہیا، کے لئے ممدِ حیات بھی ہے۔ لیکن وہ اِس کے ایک سال بعد تک اِس بات کو تمیز نہ کر سکا کہ کُرۂ ہوائی کی ہوا محض آمیزہ ہے اور اُسے یہ بھی معلوم نہ ہُوا کہ یہ گیس حقیقت میں وُہی گیس ہے، جو ہوا کا ایک جزو ہے اور اِس میں وُہی خواص پائے جاتے ہیں جو ہوا میں محسوس ہوتے ہیں۔ پھر جب اُسے یہ بات معلوم ہوئی کہ یہ گیس ہوا کا جزو ہے تو اُس وقت بھی وہ یہی سمجھتا رہا کہ یہ گیس حقیقت میں نائیٹرک ترشہ، مٹی، اور آگ کا مرکب ہے!

جب پریسٹلی اِن تجربوں میں مستغرق تھا تو سویڈن[2] میں شیل[3] نامی ایک دوا فروش بھی اِسی قسم کے تجربے کر رہا تھا۔ چنانچہ اُس نے بھی سنہ ۱۷۷۳ء میں یہی گیس سات مختلف اشیاء یعنی شورہ، پارے کے سُرخ کلس، وغیرہ، سے حاصل کر لی۔ اور وہ اِس بات کو بھی بخوبی سمجھ گیا کہ کُرۂ ہوائی کی آکسیجن دھاتوں کے ساتھ

لہ۱ Priestley
لہ۲ Sweden
لہ۳ Scheele

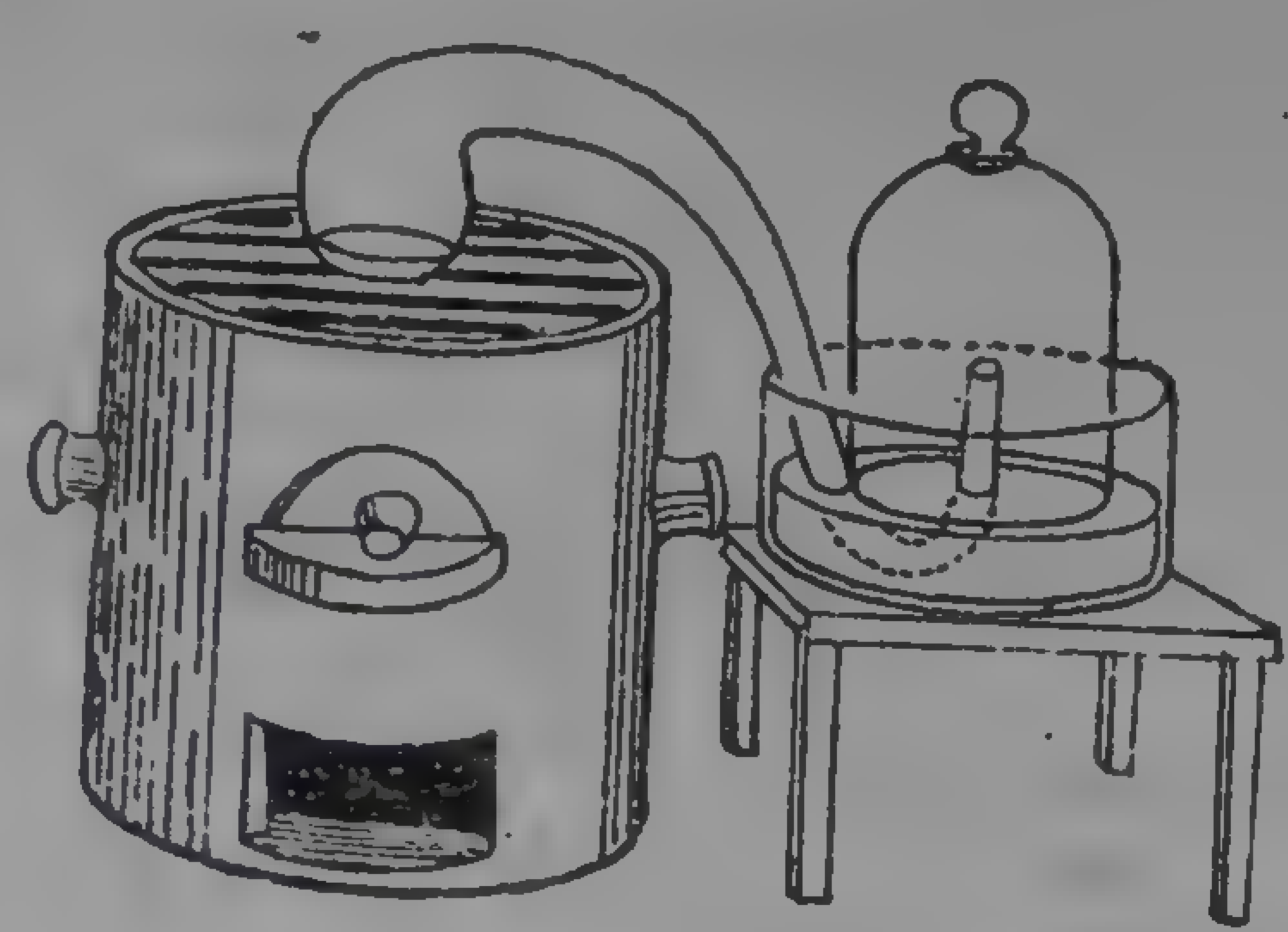
فاسفورس (Phosphorus) کے ساتھ، ہائیڈروجن (Hydrogen) کے ساتھ، السی کے تیل کے ساتھ، اور بہت سی اور اشیاء کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے۔ لیکن اُس کے نتائج کو سنہ ۱۷۷۷ء تک اشاعت نصیب نہ ہوئی۔ اور پریسٹلی اُس پر سبقت لے گیا۔ چنانچہ آج بھی عموماً پریسٹلی ہی اِس عنصر کا "صاحبِ اکتشاف" سمجھا جاتا ہے!!

اُسی زمانہ میں لیوازیے[له] دھاتوں کی زنگ آلودگی کا مطالعہ کر رہا تھا۔ لیکن وہ سنہ ۱۷۷۳ء سے لے کر سنہ ۱۷۷۵ء تک یہی خیال کرتا رہا کہ ہوا، نائیٹروجن (Nitrogen) اور "ہوائے ثابت" (کاربن ڈائی آکسائیڈ Carbon dioxide) پر مشتمل ہے۔ چنانچہ مارچ سنہ ۱۷۷۵ء میں جب اُس نے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کو تجربۃً گرم کیا تو وہ اِسی توقع میں تھا کہ اِس سے "ہوائے ثابت" حاصل ہوگی حالانکہ اکتوبر سنہ ۱۷۷۴ء میں اُسے پریسٹلی کے ساتھ ملاقات کا موقعہ بھی مل چکا تھا۔ اور پریسٹلی جس حد تک اپنے اِس اکتشاف سے خود واقف تھا اُس حد تک اُسے بھی بتا چکا تھا۔ ہاں سنہ ۱۷۷۵ء کے آخری حصّہ میں البتہ لیوازیے کا یہ اعتقاد ہوگیا کہ ہوا میں "ہوائے ثابت" نہیں ہے۔ لیکن اِس کے ساتھ ہی وہ اب اِس مغالطہ میں پھنس گیا کہ ہوا محض ایک واحد گیس پر مشتمل ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ اِس کے معلومات کی بناء صرف مرکیورک آکسائیڈ پر موقوف تھی۔ اور وہ اِس امر پر متوجہ نہ ہوا کہ پارے کو مرکیورک آکسائیڈ میں تبدیل کر کے بھی دیکھ لینا چاہیئے۔ ہاں سنہ ۱۷۷۷ء میں البتہ اُس نے دھاتی پارے کو قرنبیق (شکل نمبر ۲) میں رکھ کر گرم کیا۔

چنانچہ لیوازیے نے آلہ کو اِس طرح ترتیب دیا کہ فانوس اور قرنبیق کے اندر ہوا کا ایک معیّن حجم، لگن میں رکھے ہوئے

له Lavoisier

پارے سے محدود ہو گیا۔ پھر اُس نے قرنبیق میں رکھے ہوئے



شکل ۲

تھوڑے سے پارے کو گرم کیا تو اِس پارے کی سطح پر وُہی معروف سُرخ سفوف بن گیا جو اُس زمانہ میں پارے کے سُرخ کِلس کے نام سے مشہور تھا اور آج ہم اِسے مرکیورِک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کہتے ہیں۔ اور اِس کے ساتھ ہی ہوا کا حجم گھٹ گیا۔ پھر بارہ روز تک حرارت پہنچانے کے بعد یہ دونوں تغیر ختم ہو گئے۔

اِس اثناء میں ہوا کا حجم اپنے ایک خُمس کے قریب گھٹ گیا تھا اور آکسائیڈ (Oxide) کی اِتنی مقدار تیار ہو چکی تھی کہ اُس کا وزن بخوبی معلوم ہو سکتا تھا۔ اِس تغیر کی تکمیل کے بعد جو گیس باقی رہ گئی اُس میں امدادِ حیات اور احتراق انگیزی کی قابلیت نہ تھی۔ اور اِس بناء پر لیوازیے[۱] نے اِس کا نام ایزوٹ (Asete) رکھا۔ اور فرانس میں آج تک اِس کا یہی نام مروّج ہے۔ انگریزی زبان میں اِس گیس کو نائیٹروجن کہتے ہیں۔

۱؎ Lavoisier

لیوازیے نے اِس طرح جو آکسائیڈ (Oxide) تیار کیا اُس کو زیادہ گرم کرنے سے پھر اُتنے ہی حجم کی گیس نکل آئی جتنے حجم کی کمی ہوا میں پیدا ہوئی تھی۔ اور وہ خواص جو ہوا سے مفقود ہو گئے تھے وہ اِس گیس میں زیادہ مبالغہ کے ساتھ موجود تھے۔ اِس بناء پر یہ امر قطعی طور پر پایۂ ثبوت کو پہنچ گیا کہ آکسیجن کرۂ ہوائی کا جزء ہے۔

لیوازیے نے اِس نئے عنصر کا نام آکسیجن (Oxygen) رکھا۔ اِس لفظ کے معنی تُرشہ زائے کے ہیں۔ لیوازیے کے نزدیک اِس کی وجہِ تسمیہ یہ تھی کہ یہ چیز کئی ایک عناصر کے ساتھ ترکیب کھا کر اِس قسم کے مرکب بناتی ہے جو پانی میں مِلا دینے سے تُرشئی (مزہ میں تُرش) محلول پیدا کرتے ہیں لیکن کیوِنڈش[۵] نے بہت جلد ثابت کر دیا کہ بعض تُرش چیزیں ایسی بھی ہیں جن میں آکسیجن (Oxygen) کا کوئی شائبہ موجود نہیں پس اُس روز سے یہ نام محض بے معنی بلکہ گمراہ کُن ہے۔

یہاں ضمناً یہ بات بھی ذکر کے قابل ہے کہ صِرف ہائیڈروجن ہی ایک ایسا عنصر ہے جو تمام تُرشوں میں جزوِ مشترک ہے۔

وقوع

ارضی مادّہ میں تقریباً ۵۰ فی صدی آکسیجن ہے۔ پانی کی ترکیب میں تقریباً ۸۹ فی صدی آکسیجن ہے۔ اِنسانی جسم کی ترکیب میں آکسیجن ۶۰ فی صدی سے بھی زیادہ ہے۔ اور معمولی مادّی چیزیں جو روزانہ ہماری نگاہ کے سامنے رہتی ہیں، مثلاً ریت کا پتھر

---

۵ Cavendish

چُونے کا پتھر، اینٹ، گچ، وغیرہ، اِن کا یہ حال ہے کہ اِن کی ترکیب میں یہ عنصر ۵۰ فی صدی سے زیادہ ہے - ہوا میں جماً پانچواں حصّہ اور وزناً چوتھا حصّہ آنسداد آکسیجن ہے۔

بسیط چیزوں کی تیاری

بسیط چیزوں کے حاصل کرنے کے لئے دو عام راہیں ہیں - اگر عنصر، گندک اور سونے کی طرح قدرتی طور پر آزادی کی حالت میں ملتا ہو تو اِس صورت میں صِرف اِس بات کی ضرورت ہے کہ اُسے اُس کے ماسوا، یعنی دوسروں کی آمیزش سے پاک کر لیا جائے - اور اگر عنصر اِس حالت میں میسّر نہ ہو یا اُس کی تخلیص میں کوئی خاص اشکال ہو تو اِس صورت میں عنصر کے کسی قدرتی یا مصنوعی مرکب کی تحلیل سے کام لیا جاتا ہے۔

پھر تحلیل کے بھی دو طریقے ہو سکتے ہیں۔ ایک یہ کہ پریسٹلی[1] کے تجربوں کی طرح توانائی کے صَرف سے جو عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے، مرکب کے اجزاء کو ایک دُوسرے سے بزور جُدا کر دیا جائے۔ اور دُوسرا طریق یہ ہے کہ جزوِ مطلوب کو جُدا کرنے کے لئے دیگر اجزاء کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں (دیکھو ہائیڈروجن کی تیاری)۔

آکسیجن کی تیاری میں پہلا طریق زیادہ سہل اور زیادہ کارگر ہے۔

ماخذ کے انتخاب میں طبعاً لاگت کا خیال بھی ویسا ہی مدِنظر رہتا ہے جیسا کہ طریقِ کار کی سہولت پیشِ نظر ہوتی ہے۔

---

[1] Priestley

مثلاً سونے کا آکسائیڈ (Oxide) ذرا سی حرارت سے آکسیجن دے دیتا ہے۔ لیکن آکسیجن کا یہ ماخذ بہت قیمتی ہے۔ دُوسری طرف چُونا بہت سستی چیز ہے۔ لیکن وہ برقی قوس تک کی تپش پر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتا۔

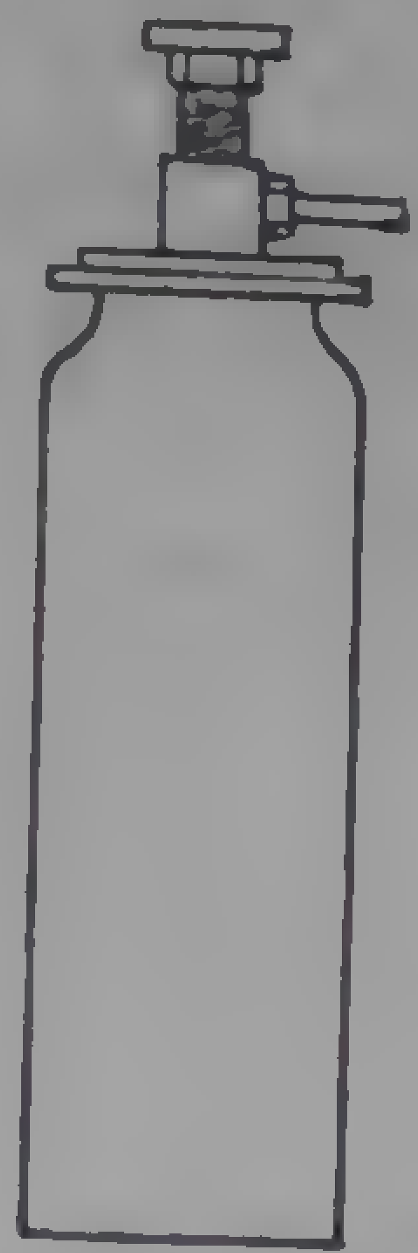
آکسیجن کی تیاری

۱۔ ہوا سے

کُرۂ ہوائی میں آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جو اَور چیزیں مخلوط ہیں اُن سے آکسیجن کو پاک کر لیا جائے۔ اِس کی ایک صورت یہ ہے کہ ہوا، مایع بنا لی جاتی ہے۔ پھر نائیٹروجن (Nitrogen) جو مقابلۃً زیادہ طیَران پذیر ہے، اِس مایع سے خارج کر دی جاتی ہے۔ آکسیجن کو سب سے آخر میں طیران ہوتا ہے۔ اِسے دبا کر مضبوط گیس دانوں میں بھر لیا جاتا ہے۔ یہ قاعدہ محض احتیالی قاعدہ ہے۔

آج کل تجارتی اغراض کے لئے جو آکسیجن درکار ہوتی ہے وہ بیشتر، مایع ہوا ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ چنانچہ مایع آکسیجن کا نقطۂ جوش -۱۸۲٫۴° ہے۔ اور نائیٹروجن اِس سے بھی پست تر تپش، یعنی -۱۹۴°، پر جوش کھاتی ہے۔ مایع ہوا کی تپش تقریباً -۱۹۰° ہے۔ اور یہ درجہ، جوش کھاتی ہوئی نائیٹروجن کی تپش سے کسی قدر بلند تر ہے۔ اِس لئے آکسیجن کی بہ نسبت نائیٹروجن کو بہت زیادہ آزادی کے ساتھ تبخیر کا موقع میسّر آجاتا ہے۔ اور تھوڑی سی دیر کی تبخیر کے بعد جو مایع باقی رہ جاتا ہے وہ تقریباً سب کا سب، خالص آکسیجن (۹۶ فی صدی) پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب جو گیس اِس مایع سے نکلتی ہے وہ ایسے فولادی پمپوں (شکل ۳) کے ذریعہ جو ۱۰۰ — ۱۵۰ کُرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ پیدا کر سکتے ہیں،

فولادی اُستوانیوں میں بھینچ کر بند کر لی جاتی ہے - اور بازار میں وہ اِن ہی اُستوانیوں میں بکتی ہے۔



شکل ۲

تجارتی پیمانہ پر یہ گیس عموماً مقاصدِ ذیل کے لئے تیار کی جاتی ہے:-

۱- ذات الریہ اور ضیق النفس وغیرہ کے مریض جب آکسیجن کو اِس شکل میں تنفس کے لئے استعمال کرتے ہیں تو اِس سے اُنہیں کچھ آرام حاصل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے یہ آکسیجن دواءً استعمال کی جاتی ہے -

۲- جب تیز حرارت مطلوب ہوتی ہے تو شعلوں کی پرورش کے لئے ہوا کی بجائے اِس سے کام لیا جاتا ہے - دیکھو کیلسیئم (Calcium) کی روشنی -

۲ - مرکبات سے

بہت سے مرکبات ایسے ہیں کہ گرم کرنے سے ۲۰۰۰° کی تپش کے اندر اندر اپنی آکسیجن (Oxygen) کھو دیتے ہیں - اور اِس حد تک کی تپش معمولی نبسنی مشعل' اور معدنی کوئلے کی آگ سے بخوبی حاصل ہو سکتی ہے - اِن مرکبات میں سے بعض معدنی بھی ہیں - لیکن اکثر مصنوعی طور پر تیار کئے جاتے ہیں - اِس قسم کے معدنیات کی ایک مثال مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) ہے - اِس میں عموماً پانی کے اجزاء بھی موجود ہوتے ہیں - اِس لئے گرم کرنے پر اِن سے آکسیجن کے ساتھ ساتھ رطوبت بھی خارج ہوتی ہے - اور آخرِ کار ایک ایسا مرکب باقی رہ جاتا ہے جو اپنی ترکیب کے اعتبار سے وُہی معدنی

چیز ہے جسے ہازمینائیٹ (Hausmannite Mn_3O_4) کہتے ہیں۔ لیکن مشکل یہ ہے کہ اِس قسم کی چیزوں کو بہت کچھ گرم کرنا پڑتا ہے۔ اور اِس پر بھی اُن کی تمام آکسیجن اُن سے جُدا نہیں ہوتی۔ چنانچہ شورہ (پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) KNO_3 صِرف اُس وقت آکسیجن دیتا ہے جب کہ وہ تیز سُرخ حرارت پر پہنچ جاتا ہے۔ اور اِس تپش پر بھی اُس کی تمام آکسیجن کا صِرف تیسرا حِصّہ آزاد ہوتا ہے :—

$$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O$$

اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ[1] (Manganese dioxide MnO_2) کو گرم کرنے سے :—

$$MnO_2 \rightarrow Mn_3O_4 + O.$$

اِس لئے عملیات میں مجبوراً مصنوعی ماخذوں سے کام لینا پڑتا ہے۔ مصنوعی ماخذوں میں ایک مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) ہے۔ یہ مرکب قیمتی ہے لیکن اِس کے ساتھ تاریخی دلچسپی وابستہ ہے۔ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور اب سے پہلے صنعی پیمانہ پر آکسیجن (Oxygen) تیار کرنے میں (برِن[2] کا قاعدہ) بہت کام آتا تھا۔ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) بھی مصنوعی مرکب ہے۔ اور دارالتجربہ میں آکسیجن تیار کرنے کے لئے نہایت عمدہ اور مناسب چیز ہے۔ سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور آکسیجن کی تیاری کے لئے بکار آمد چیز ہے۔ اِس جماعت کی اور بہت سی چیزیں آگے چل کر آئینگی۔

---

[1] اِس معدنی چیز کو آکسیجن کی تیاری کے لئے سب سے پہلے شیل (Scheele) نے استعمال کیا تھا۔

[2] (Brin)

آکسیجن برن کے قاعدہ سے ———

اِس قاعدہ میں بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) سے ابتداء کی جاتی ہے۔ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) BaO آنجھے چونے یعنی CaO سے بہت مشابہ ہے۔ لیکن جب اِسے ہوا میں گرم کیا جاتا ہے تو وہ CaO کے برعکس تقریباً ۵۰۰° پر پہنچ کر اور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا لیتا ہے۔ اور اِس طرح بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بنا دیتا ہے۔ پھر جب بیریئم پر آکسائیڈ بلند تر تپش (۱۰۰۰°) پر پہنچتا ہے تو یہ زائد آکسیجن (Oxygen) اِس سے جُدا ہو جاتی ہے۔

واقعہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ کا سالمہ اپنے دونوں اجزائے ترکیبی کے ایک ایک جوہر پر مشتمل ہے۔ جب اُسے ہوا میں گرم کرتے ہیں تو وہ آکسیجن کے ایک اَور جوہر کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے۔ چنانچہ تعامل کی ماہیت حسبِ ذیل ہے :—

$$BaO + O \rightarrow BaO_2$$

تعامل کا دُوسرا حصّہ جس میں آکسیجن (Oxygen) اِس پر آکسائیڈ (peroxide) سے آزاد ہوتی ہے تعاملِ بالا کا عکس[1] ہے۔ چنانچہ

$$BaO_2 \rightarrow BaO + O$$

اِس قاعدہ میں تاجرانہ فائدہ کا نُکتہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ

---

[1] جہاں کوئی تعامل متعاکس ہو جاتا ہے اور تعامل کی سمت ایسے واقعات پر موقوف ہوتی ہے جو بدلے جا سکتے ہیں وہاں دونوں مساواتیں الگ الگ لکھنے کی بجائے ایک ہی جگہ لکھی جاتی ہیں۔ اور اِس مطلب کے لئے طرزِ تحریر حسبِ ذیل اختیار کی جاتی ہے :—

$$BaO + O \rightleftarrows BaO_2$$

بار بار یہی کام دے سکتا ہے۔ قاعدہ کی نوعیت سے ظاہر ہے کہ حقیقت میں یہ ہوا سے آکسیجن (Oxygen) حاصل کرنے کا کیمیائی قاعدہ ہے۔

عملیات کی سہولت اور اخراجات کی بچت کے خیال سے اِس قاعدہ میں تھوڑی سی تبدیلی کر لی گئی ہے۔ چنانچہ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اگر ۷۰۰° کی تپش پر رکھ لیا جائے جو دونوں مذکورۂ بالا تپشوں کا تقریباً اوسط ہے، اور پھر اِس آکسائیڈ (Oxide) پر، بہت سے دباؤ کے اندر رکھی ہوئی ہوا بزور پہنچائی جائے تو وہ ہوا کی آکسیجن (Oxygen) کو جذب کر لیتا ہے۔ بیریئم آکسائیڈ اِس مطلب کے لئے بڑے بڑے مضبوط نلوں میں رکھا جاتا ہے۔ اِن نلوں کے آخری حصوں میں ایک ایک کھلمُندن لگا ہوتا ہے۔ اِن کھلمُندنوں کے رستے نائیٹروجن (Nitrogen) باہر نکل جاتی ہے۔

جب آکسیجن کا امتزاج مکمل ہو جاتا ہے تو پمپ کا عمل اُلٹ دیا جاتا ہے۔ اِس طرح نلوں کے اندر خلا پیدا ہو جاتا ہے جس سے بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) پر دباؤ گھٹ جاتا ہے۔

اور زائد آکسیجن جس نے بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کے ساتھ ترکیب کھائی تھی پھر آزاد ہو جاتی ہے۔ اِسی طرح دباؤ کے تغیرات سے وُہی نتیجہ پیدا ہو جاتا ہے جو تپش کے تغیرات سے متصور ہے۔

اور بہت سا ایندھن ضائع ہونے سے بچ جاتا ہے۔ علاوہ بریں اِس صورت میں آکسیجن تیار کرنے کا قاعدہ بھی مقابلۃً زیادہ مسلسل ہو جاتا ہے۔

اِس قاعدہ سے جو آکسیجن (Oxygen) حاصل ہوتی ہے اُس کا خلوص تقریباً ۹۶ فی صدی تک ہوتا ہے۔ یہ آکسیجن زور سے دبا کر اُستوانوں میں بھر لی جاتی ہے اور پھر یہی اُستوانے فروخت کے لئے بازار میں بھیج دِئے جاتے ہیں۔

آکسیجن، پوٹاسیئم کلوریٹ سے ———

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ایک سفید قلمی چیز ہے جو دِیا سلائی اور آتش بازی کی صنعت میں بہت استعمال ہوتی ہے۔ اِسے امتحانی نلی (شکل ۴) میں گرم کرو تو وہ ۳۵۱° پر پہنچ کر پگھلتا ہے۔ پھر اگر اَور زیادہ گرم کیا جائے تو اُس میں اُبال شروع ہو جاتا ہے۔ اور اِس سے بہت سی آکسیجن نکل آتی ہے۔ تجربہ سے یہ بات بھی ثابت ہے کہ اِس نمک میں جتنی آکسیجن موجود ہے وہ سب کی سب اِس سے آزاد کی جا سکتی ہے۔ گرم کرنے کے بعد اِس سے جو سفید مادّہ باقی رہ جاتا ہے وہ بعینہٖ وُہی مادّہ ہے جسے معدنی شکل میں سِلوائیٹ (Sylvite) کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس کا نام پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) ہے۔ تحلیل ہونے پر اِس مادّہ سے پوٹاسیئم (Potassium) اور کلورین (Chlorine) کا ایک ایک جوہری وزن حاصل ہوتا ہے۔ اِس بناء پر ہم یوں استدلال کر سکتے ہیں کہ پوٹاسیئم کلوریٹ کی ترکیب کو ضابطہ $KClO_x$ سے تعبیر ہونا چاہیئے۔ جس میں x آکسیجن کے جوہری وزنوں کی تعداد ہے۔ حساب و تخمین سے یہ امر پایۂ ثبوت کو پہنچ چکا ہے کہ x کی قیمت تین ہے۔ اِس لئے ضابطۂ مذکور $KClO_3$ ہونا چاہیئے۔ پھر تحلیل کو تعبیر کرنے کے لئے مساوات، حسبِ ذیل ہونی چاہیئے :—

$$KClO_3 \rightarrow KCl + 3O.$$

x کی قیمت معلوم کرنے کی ایک صورت یہ ہے کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی کوئی معلوم مقدار، احتراقی نلی میں رکھ کر گرم کی جائے اور پھر اُس کا نقصانِ وزن (= آکسیجن) معلوم کر لیا جائے۔ پھر تفریق سے اِس امر کا معلوم کر لینا کچھ مشکل

نہیں کہ آکسیجن (Oxygen) کے اخراج کے بعد جو پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) باقی رہ گیا ہے اُس کا وزن کیا ہے۔ چنانچہ ایک واقعی تجربہ میں ۲٫۹۹۸ گرام پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) سے ۱٫۱۶۹ گرام آکسیجن حاصل ہوئی اور ۱٫۸۲۹ گرام پوٹاسیئم کلورائیڈ باقی رہ گیا۔ اب پوٹاسیئم (Potassium) کا وزنِ جوہر ۳۹٫۱۵ اور کلورین (Chlorine) کا وزنِ جوہر ۳۵٫۴۵ ہے۔ اِس لئے پوٹاسیئم کلورائیڈ کا وزنِ ضابطہ ۷۴٫۶ ہونا چاہیئے۔ تخمین سے آکسیجن (Oxygen) اور پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) کے جو وزن حاصل ہوئے ہیں اُن میں سے آکسیجن کے وزن کو آکسیجن کے وزنِ جوہر پر اور پوٹاسیئم کلورائیڈ کے وزن کو اُس کے وزنِ ضابطہ پر تقسیم کر دیا جائے تو

۱٫۱۶۹ ÷ ۱۶ = ۰٫۰۷۳۰۶

اور ۱٫۸۲۹ ÷ ۷۴٫۶ = ۰٫۰۲۴۵۲

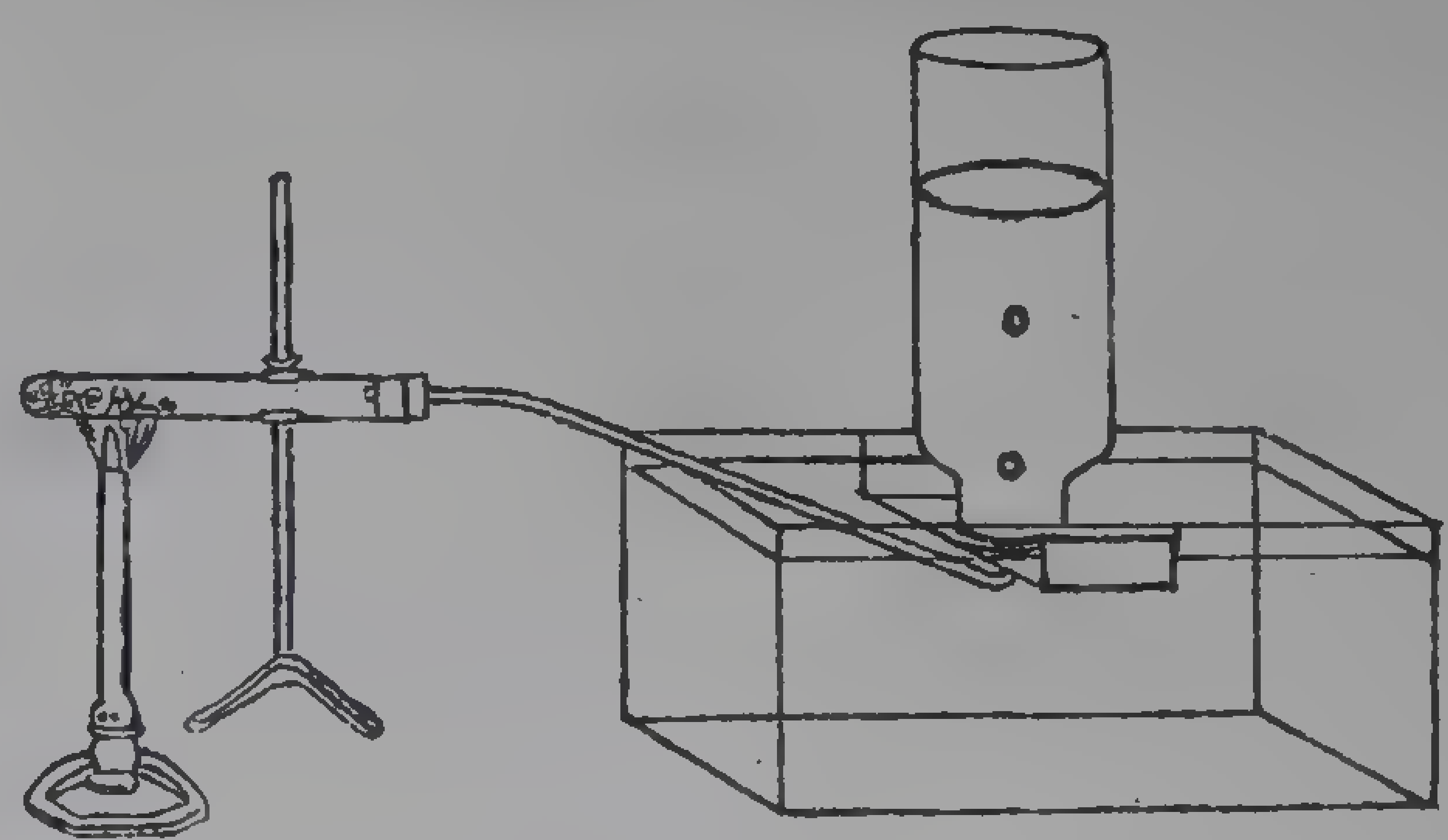
پس ۰٫۰۲۴۵۲ : ۰٫۰۷۳۰۶ :: ۱ : ۳

اِس بناء پر پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کا ضابطہ حسبِ ذیل ہونا چاہیئے:—

$O \times 3(KCl) \times 1$, یا $KClO_3$

اِس عمل کی خصوصیت یہ ہے کہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کی آمیزش، پوٹاسیئم کلوریٹ کی تحلیل کے حدوث کو بہت نمایاں طور پر تیز کر دیتی ہے۔ اِس لئے آکسیجن (Oxygen) کی تیاری میں پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے ساتھ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) شامل کر لیا جاتا ہے۔ اور دار التجربہ میں تو عام طور پر اِسی طرح (شکل ۲) آکسیجن تیار کی جاتی ہے۔ اِس صورت میں آکسیجن مقابلۃً پست تر تپش پر (یعنی ۲۰۰° کے اندر اندر) نکل آتی ہے۔ اور اِس کی اچھی خاصی

رو حاصل ہوتی ہے - اگر مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) موجود نہ ہو تو جب تک کلوریٹ (Chlorate) پگھل (۳۵۱°) نہ جائے



شکل ۴

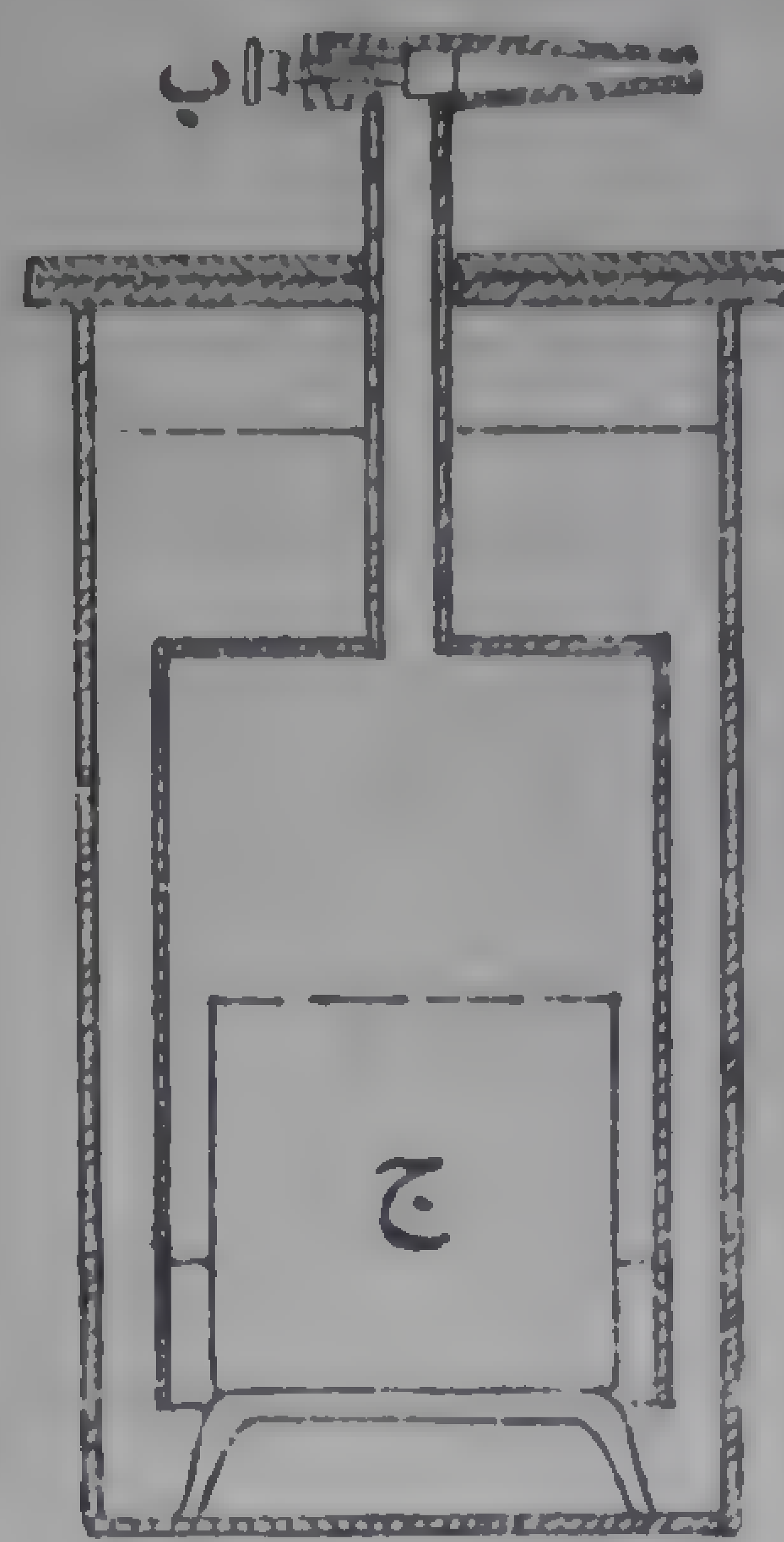
آکسیجن (oxygen) کو آزادی نصیب نہیں ہوتی۔ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کا اپنا یہ حال ہے کہ وہ ۴۰۰° کے اندر آکسیجن کو نہیں چھوڑتا - اس لئے جب کلوریٹ (Chlorate) کے ساتھ استعمال کیا جاتا ہے تو اس کی اپنی ذات میں کوئی مستقل تغیر پیدا نہیں ہوتا۔

آکسیجن سوڈیئم پر آکسائیڈ سے

سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) Na_2O_2 اور پانی H_2O کے تعامل سے آکسیجن بہ آسانی حاصل ہو سکتی ہے - اس تعامل سے آکسیجن تیار کرنے کے لئے شکل ۵ کا سا آلہ استعمال کیا جاتا ہے۔

جب دھاتی سوڈیئم ہوا میں جلایا جاتا ہے تو سفوف کی شکل میں سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) حاصل ہوتا ہے۔

یہ سفوف پگھلا دینے کے بعد جب ٹھوس کی شکل میں آتا ہے تو بخوبی متصل الاجزا ہوتا ہے۔ اِس شکل میں اسے "آکسون" (Oxone) کہتے ہیں اور بازار میں وہ اِسی نام سے ٹین کے چھوٹے چھوٹے سر بمہر ڈبوں میں بکتا ہے۔ استعمال سے پہلے ڈبے میں کئی مقامات پر چھوٹے چھوٹے سُوراخ کر دئے جاتے ہیں۔ اور ڈبہ، آلۂ مذکور میں رکھ دیا جاتا ہے۔ شکلِ مذکور میں یہ ڈبہ ج ہے۔



شکل ۵

آلہ پانی سے تقریباً لبالب بھرا رہتا ہے۔ جب آکسیجن کے نکاس کے لئے کُھلمنڈن ب کھول دیا جاتا ہے تو پانی ڈبہ ج میں اُس کے پیندے کے سُوراخوں میں سے داخل ہوتا ہے اور آکسون (Oxone) کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اور اِس طرح آکسیجن کی ایک مسلسل رَو جاری ہو جاتی ہے:—

$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + O$$

پھر جب کُھلمنڈن بند کر دیا جاتا ہے تو گیس کی پیدائش کچھ دیر تک جاری رہتی ہے۔ اور اُس کے دباؤ سے پانی دب کر ڈبے میں سے نکل جاتا ہے۔ اِس طرح مزید تعامل کا اِمکان نہیں رہتا۔ اور اِس آلہ سے حسبِ ضرورت آکسیجن حاصل کرنے کا ذریعہ پیدا ہو جاتا ہے۔

یہ قاعدہ بہت سہل ہے۔ چنانچہ کمرے کی تپش پر بخوبی کام دے سکتا ہے۔ علاوہ بریں اِس قاعدہ سے حسبِ ضرورت آکسیجن کی رَو حاصل ہو سکتی ہے۔ اور جب اُس کی ضرورت نہ ہو تو رَد کی

جا سکتی ہے - اِس تعامل سے جو سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium Hydroxide) پیدا ہوتا ہے وہ پانی میں حل ہوکر رہ جاتا ہے۔

یہاں ضمناً سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے نام پر بھی غور کرو۔ وہ اپنے مسمّیٰ بہ کے عناصر ترکیبی پر دلالت کرتا ہے۔

آکسیجن ٹیسی ڈو موٹے[1] کے قاعدہ سے

وسیع پیمانہ پر آکسیجن تیار کرنے کے لئے جو بہت سے قاعدے وقتاً فوقتاً تجویز کیئے گئے ہیں اُن میں ایک وہ بھی ہے جس کا نام اِس عنوان میں درج کیا گیا ہے۔ یہ قاعدہ سوڈیئم مینگانیٹ (Sodium manganate) کی متواتر ترکیب و تحلیل پر مبنی ہے۔ اور دو حصّوں پر مشتمل ہے جن کے انصرام کے لئے مختلف تپشیں درکار ہیں۔

چنانچہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) اور سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے اعتدالاً گرم کیئے ہوئے آمیزہ پر جب ہوا کی رَو گزاری جاتی ہے تو سوڈیئم مینگانیٹ (Sodium manganate) بن جاتا ہے:-

$$2MnO_2 + 4NaOH + O_2 = 2H_2O + 2Na_2MnO_4$$

اب اگر یہ سوڈیئم مینگانیٹ (Sodium manganate) شوخ سُرخ حرارت تک گرم کردیا جائے اور اِسی حالت میں اِس پر بھاپ کی رَو گزاری جائے تو سوڈیئم مینگانیٹ تحویل ہوکر ڈائی مینگانِک ٹرائی آکسائیڈ (Dimanganic trioxide) ہو جاتا ہے، سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) بنتا ہے، اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے:-

$$2Na_2MnO_4 + 2H_2O = Mn_2O_3 + 4NaOH + 3O$$

[1] Tessiedu Motay قاعدۂ مذکور کے مجوز کا نام ہے۔

جس تپش پر پہلا تعامل حادث ہوتا ہے - اِس ٹھوس کے ابقا کی تپش کو گھٹا کر اُس حد پر لے آنے کے بعد جب ہوا کی رو گزاری جاتی ہے تو پھر سوڈیئم مینگانیٹ (Sodium manganate) بن جاتا ہے :—

$$Mn_2O_3 + 4NaOH + 3O = 2H_2O + 2Na_2MnO_4$$

غرض اِسی طور پر اِن تعاملوں کا بار بار اعادہ کیا جا سکتا ہے - اور اِس طرح ہوا سے خالص آکسیجن حاصل کر لینے کی ایک عمدہ تدبیر پیدا ہو جاتی ہے -

کیمیا کے مطالعہ میں طبیعیات کی ضرورت ——

کیمیائی حوادث کے بیان میں اِس بات کا بھی خیال رکھنا پڑتا ہے کہ مضمون حد سے زیادہ نہ پھیل جائے - اِس لئے عملیات کے معمولی سے اشارہ اور کیمیائی نتائج کے اجمالی سے بیان پر اکتفا کر لیا جاتا ہے - لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ حوادث کی پوری پوری کیفیت اور کامل ماہیت پر حاوی ہو جانے کے لئے یہی اجمال کافی ہے - واقعہ یہ ہے کہ ہر حال میں اِس قسم کے اجمالات کی پشت پر تفصیلات کا ایک طومار ہوتا ہے جو ہمیشہ بلا کم و کاست قاری کے پیشِ نظر رہنا چاہیئے - کتاب سے صرف اجمالی سا تجربی علم حاصل ہو سکتا ہے - اور حقیقی علم کا حصول صرف دارالتجربہ کے عملیات اور اُن کی بحث و تمحیص پر موقوف ہے - اِس حقیقی علم کی وسعت اور ماہیت کو ذہن نشین کرنے کے لئے اگر کوئی خاص تعامل بنگاہ میں رکھ لیا جائے تو یہ نکتہ بخوبی واضح ہو جائیگا - مثال کے لئے اِس موقع پر ہم اُن مسائل میں سے بعض پیش کر سکتے ہیں جو پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے گرم کرنے سے پیدا ہوتے ہیں - یہ مسائل ہر ایسے شخص کو پیش آنا چاہئیں جس نے

پہلے کبھی یہ تجربہ نہیں کیا اور وہ اِس تغیر کی کیمیائی ماہیت پر بخوبی حاوی ہونا چاہتا ہے۔

سب سے پہلے یہ واقعہ نگاہ میں آتا ہے کہ نمک مذکور گرم کرنے سے پگھلتا ہے۔ یہ واقعہ اپنی نوعیت کے اعتبار سے معمولی واقعہ ہے جس میں ضروری نہیں کہ کوئی قابلِ لحاظ کیمیائی تغیر مُضمر ہو۔ اور تبرید سے اِس واقعہ کا تعاکس بھی ممکن ہو سکتا ہے۔

پگھل جانے کے بعد اور گرم کرنے پر مایع جوش کھاتا ہوا معلوم ہوتا ہے۔ اور اِس واقعہ کی ماہیت پر عبور حاصل کرنے کے لئے جوش کھاتی ہوئی چیز کے خواص اور خود جوش کی ماہیت کا علم ضروری ہے۔ اگر مشاہد کو پہلے ہی سے یہ بات بتا دی گئی ہے کہ شئے مذکور یک ذات ہے تو یقیناً وہ سمجھ لیگا کہ جو کچھ اِس وقت نگاہ میں آ رہا ہے وہ اگر محض جوش ہے تو مایع کو کلیۃً تبخیر ہو جانا چاہیئے اور تبخیر کی تکمیل کے بعد کوئی چیز باقی نہ رہنا چاہیئے۔ علاوہ بریں اِس صورت میں یہ بھی ضروری ہے کہ تبخیر کے دَوران میں ابتدا سے اختتام تک نقطۂ جوش مستقل رہے۔ پس اِس بات کے فیصلہ کے لئے کہ آیا فی الواقع کیمیائی تحلیل حادث ہو رہی ہے مُشاہد کو اِس بات پر غور کرنا چاہیئے کہ جو واقعات نگاہ کے سامنے ہیں اُنہیں کِن کِن باتوں میں معمولی جوش سے اختلاف ہے۔ مثلاً یہ واقعہ اگر معمولی جوش ہی تک محدود ہو تو نلی کے پہلوؤں پر بخارات کے جم جانے سے ٹھوس مادّہ کے کچھ نہ کچھ شائبے ضرور پیدا ہونا چاہئیں۔ اور یہاں یہ حال ہے کہ مناسب احتیاطوں کو مدِ نظر رکھ لینے کے بعد اِس قسم کا کوئی شائبہ محسوس نہیں ہوتا۔ پھر یہ بات بھی مُشاہد کی نگاہ میں آنی چاہیئے کہ اگر ابتداء میں نہیں تو کم از کم آخری مدارج میں تو ضرور واقعات کی یہ صورت ہے کہ شُعلہ کو ہٹا لینے پر بھی مایع کا ہیجان موقوف نہیں ہوتا۔ اِس میں شک نہیں کہ

جوشِ محض میں بھی اِسی طرح کا انداز دیکھنے میں آتا ہے۔ لیکن غائر نگاہیں دونوں صورتوں میں کچھ نہ کچھ اختلاف ضرور محسوس کر سکتی ہیں۔

پھر اِس سے آگے بڑھ کر مُشاہد کو اُن تغیرات پر غور کرنا چاہیئے جو جوش کے دَوران میں اِس مادّہ کے قوام کو لاحق ہوتے ہیں۔ اور اِس بات کو بھی نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ آخرِ کار یہ مادہ کس طرح گاڑھا ہو جاتا ہے اور پھر ٹھوس بھی بن جاتا ہے حالانکہ حرارت جو اماعت اور جوش کی علت تھی اُس کا عمل بدستور جاری ہے۔

واقعہ زیرِ بحث کی تعیینی تحدید کے لئے تجربہ کار سے تجربہ کار محقق کو بھی اِس امر کی ضرورت پیش آئیگی کہ پُوری احتیاط کے ساتھ بہت سے تجربے کرے۔ ورنہ صحیح اور تعیینی نتائج کا استنباط نہایت مشکل ہے۔

اِن تمام واقعات کو دیکھ کر مُشاہد غالباً سب سے پہلے اِس نتیجہ پر پہنچیگا کہ یہ واقعات یقیناً جوشِ محض پر محمول نہیں ہو سکتے۔ ہاں بعض قرائن کی بناء پر اُس محلول کی تبخیر سے البتہ کسی حد تک ملتے جُلتے ہیں جو کسی چیز کے، اپنے قلماؤ کے پانی میں، حل ہو جانے سے پیدا ہوتا ہے۔ لیکن مشکل یہ ہے کہ حقائق تلاش نگاہوں میں یہ نظریہٴ حوادثِ مشاہدہ کے معمولی ظواہر کی توجیہ کے لئے بھی قابلِ قبول متصور نہیں ہو سکتا۔ چنانچہ یہ امر واقعہ ہے کہ تجربہ کے دَوران میں تلی کی دیواروں پر مادّہ کی بستگی کا کوئی شائبہ محسوس نہیں ہوا اور اگر نظریہٴ مذکور کو صحیح مان لیا جائے تو اِس واقعہ کی توجیہ کے لئے یہ بھی ماننا پڑیگا کہ وہ مایع جو یہاں ٹھوس مادّہ کے لئے محلّل ہے حیرت انگیز طور پر طیران پذیر ہے۔

اِس توضیحی مثال کو اَور زیادہ پھیلانے کی ضرورت نہیں۔ جو کچھ بیان کر دیا گیا ہے اُس سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ سادہ سے سادہ تجربہ میں بھی اِس قسم کے مہاتِ مسائل کی بحث و تمحیص

کے لئے جو کم و بیش تمام کیمیائی حوادث میں مشترک ہیں ایک نہایت وسیع میدان محقق کی نگاہ کے سامنے موجود ہوتا ہے - یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ کیمیائی تغیر بذات خود کوئی ایسی چیز نہیں کہ ہمارے حواس اس کی ذات کو محسوس کرلیں - جو کچھ مشاہدہ میں آتا ہے وہ صرف طبیعی خواص اور طبیعی حوادث ہیں - اور ان ہی کا سہارا لے کر ہم کیمیائی حقائق پر پہنچتے ہیں - چنانچہ مثال بالا اس امر کا ایک بین ثبوت ہے کہ معمولی سے معمولی کیمیائی حوادث کے مطالعہ کے لئے بھی علم طبیعیات پر کس قدر عبور کی ضرورت ہے - کسی کیمیائی تغیر کا "حقیقی علم" جس کی طرف ہم نے اوپر کی تقریر میں اشارہ کیا ہے کامل طور پر صرف جب ہی حاصل ہو سکتا ہے جب کہ تغیر کی کیمیا اور اُس کے طبعیات پر کامل عبور ہو جائے -

آکسیجن کے نوعی طبیعی خواص

آکسیجن ایک گیسی چیز ہے - جو بے رنگ، بے مزہ اور بے بُو ہونے کے اعتبار سے ہوا کی مشابہ ہے - اور ہوا سے قدرے بھاری ہے - اگر ہوا کو معیار قرار دے کر اُس کی کثافت کو اکائی مان لیا جائے تو ہوا کی اضافت سے آکسیجن کی کثافت ۱۰۵ر۱ ہے - لیکن کیمیا دان عموماً ہائیڈروجن کو معیار مانتے ہیں - اور اس سے آکسیجن حسب تخمین مارلے[۱] ۹۰۰ر۱۵ گنا بھاری ہے - ۰° تپش پر اور ۷۶۰ ممر دباؤ کے ماتحت ایک لیتر آکسیجن کا وزن ۴۲۹۰۰ر۱[۲] گرام ہے -

---

[۱] Morley

[۲] حسب تخمین مارلے Morley

آکسیجن پانی میں کسی حد تک حل پذیر ہے - چنانچہ ۰° پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۴ حجم اور ۲۰° پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۳ حجم آکسیجن حل ہوتی ہے -

پانی میں آکسیجن کی قابلیتِ حل گو بہت خفیف ہے لیکن وہ بعض اعتبارات سے آکسیجن کی اہم ترین طبیعی خاصیت ہے - چنانچہ مچھلیاں اپنے خون کے لئے آکسیجن اِسی ذریعہ سے حاصل کرتی ہیں - اور ہوا میں سانس لینے والے حیوانات، مثلاً انسان، کا یہ حال ہے کہ اگر آکسیجن پانی میں حل پذیر نہ ہوتی تو حیوانی اجسام کے نظام میں اُس کا داخل ہونا ممکن نہ ہوتا - حیوانی جسموں کے اندر وہ اِسی طرح پہنچتی ہے کہ پھیپھڑوں کی ہوادار تھیلیوں کی دیواروں میں جو رطوبت موجود ہوتی ہے آکسیجن، پہلے اُس میں حل ہو جاتی ہے - اور پھر اِسی حل شدہ حالت میں وہ پھیپھڑوں کے اندر جا کر خون میں حل جاتی ہے -

آکسیجن کی تپشِ فاصل - ۱۱۸° ہے - اِس تپش پر اِس کی اماعت کے لئے ۵۰ کُراتِ ہوائیہ کا دباؤ درکار ہے - مایع آکسیجن کا رنگ ہلکا سا آسمانی ہوتا ہے - یہ مایع ایک کُرۂ ہوائی کے ماتحت - ۱۸۲٫۵° پر جوش کھاتا ہے - اِس تپش پر مایع آکسیجن کی کثافت ۱٫۱۳ (پانی = ۱) ہے - یعنی اِس تپش پر ۱ مکعب سمر آکسیجن کا وزن ۱٫۱۳ گرام ہوتا ہے - مایع ہائیڈروجن کی دھار سے ٹھنڈا کر کے ڈیوڑ[۱] نے اِس مایع کو ٹھوس بنا لیا ہے - یہ ٹھوس، برف سے ملتا جلتا اور رنگ کے اعتبار سے ہلکا آسمانی ہے -

یہ عجیب بات بھی قابلِ ذکر ہے کہ آکسیجن جب مایع کی شکل میں آتی ہے تو اِس میں مقناطیسی خواص پیدا ہو جاتے ہیں -

---

[۱] Dewar

چنانچہ مایع آکسیجن کی نلی کو مقناطیس سے بخوبی جذب ہوتا ہے۔

ہر گیس کے چھ نوعی طبیعی خواص

یوں تو ہر چیز میں بہت سے نوعی طبیعی خواص پائے جاتے ہیں لیکن ہم اِس کتاب میں صرف اُن خواص کا ذکر کرینگے جو کیمیائی کاموں میں مستعمل ہیں۔ ہاں کسی مخصوص یا غیر متوقع ماہیت کی خاصیت جہاں کہیں آجائیگی اُس کو البتہ خصوصیت سے بیان کر دیا جائیگا۔ اگر یہ بات نگاہ میں رکھ لی جائے کہ گیسوں کے طبیعی خواص میں سے بحکمِ عموم صرف چھ طبیعی خواص ایسے ہیں جن کا ہر گیس کی بحث میں ذِکر آتا ہے تو اِس سے حافظہ کو بہت کچھ مدد مل سکتی ہے۔ یہ چھ خواص حسبِ ذیل ہیں :—

۱- رنگ
۲- مزہ
۳- بُو
۴- کثافت
۵- اِماعت کی سہولت- یہ واقعہ تپشِ فاصل کی تعیین سے معرّف ہوتا ہے۔
۶- قابلیتِ حل- یہ واقعہ رواجاً صرف پانی سے متعلق ہے۔

اِس بحث کے ضمن میں یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ اِن چھ خواص میں سے پہلے تین کا ذکر کمیتاً کبھی نہیں ہوتا۔ مزہ اور بُو کا تو یہ حال ہے کہ ابھی اُن کی تعیین و تعریف کے لئے کوئی مطلق پیمانہ پیدا نہیں ہؤا۔ ہاں رنگ البتہ ضیائے منعکس اور متجاوز کے طولِ موج اور ہر طولِ موج کی اضافی حدّت کی تحدید سے معرّف ہو سکتا ہے۔ لیکن کیمیا دان شاذ و نادر ہی اِس قسم کی

اُلجھنوں میں پھنستے ہیں جو اُن کے مخصوص مقاصد کے لئے اِس قدر دُور از کار ہیں۔

باقی تین خواص کی تخمین البتہ مقابلۃً سہل ہے۔ اور اِس لئے وہ ہمیشہ کیست ہی کے اعتبار سے مذکور ہوتے ہیں۔ لیکن اکثر اشیاء کا یہ حال ہے کہ اُن کے متعلق اِن خصائص کی محتاطانہ تخمین پر کبھی کوئی متوجہ نہیں ہوا۔ یہاں تک کہ نہایت معروف اشیاء بھی آج تک تحقیق و تدقیق کے اِس درجہ پر نہیں آسکیں۔ مثلاً پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے نقطۂ اماعت کی تحقیق کا یہ حال ہے کہ وہ ۳۳۴° سے لے کر ۳۰۱° تک بتایا جاتا ہے! اور یہ آج تک کسی نے تحقیق نہیں کیا کہ فی الواقع وہ کونسا درجہ ہے جس پر مرکبِ مذکور تعیینا اماعت پذیر ہو جاتا ہے۔

گیسوں کی قابلیتِ حل غیر آبی مایعات میں —

لوہے اور فولاد کو تم نے اکثر دیکھا ہوگا کہ اُنہیں زنگ سے محفوظ رکھنے کے لئے اُن پر عموماً تیل لگا دیا جاتا ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ تیل، آکسیجن کو دھات تک پہنچنے سے روک نہیں سکتا۔ وہ تو برعکس اِس کے دھات تک پہنچنے میں اَور سہولت پیدا کر دیتا ہے۔ کیونکہ گیسیں، پانی کی بہ نسبت دیگر مایعات مثلاً پٹرولیئم (Petroleum) اور الکوہل (Alcohol) وغیرہ میں تقریباً دس گنا زیادہ حل پذیر ہیں۔ اصلیت یہ ہے کہ پانی زنگ کی پیدائش کا ممد ہے۔ اور وہ چونکہ تیلوں میں حل پذیر نہیں اِس لئے تیل گردِ ہوائی کی رطوبت کو دھات تک پہنچنے نہیں دیتا۔ اور اِس طرح دھات زنگ آلودگی سے محفوظ رہتی ہے۔

جدول مندرجہ ذیل پر غور کرو۔ اِس میں یہ بتایا گیا ہے کہ ایک حجم مایع میں حجماً کتنی گیس حل ہوتی ہے۔ بحالیکہ دباؤ ۷۶۰ مم

ہو۔ اِس جدول پر غور کرنے سے نکتۂ بالا بخوبی واضح ہو جائیگا :-

گیس	پٹرولیئم		پانی		الکوہل
	°۱۰	°۲۰	°۲۰	°۰	°۰
آکسیجن	۰٫۲۲۹	۰٫۲۰۲	۰٫۰۲۸	۰٫۰۴۱	۰٫۲۸۴
نائٹروجن	۰٫۱۳۵	۰٫۱۱۷	۰٫۰۱۴	۰٫۰۲۰	۰٫۱۲۶
کاربن ڈائی آکسائیڈ	۱٫۳۱	۱٫۱۷	۰٫۹۰۱	۱٫۷۹۷	۴٫۳۲۹

نوعی کیمیائی خواص

اِس عنوان کے تحت میں ہم کسی چیز کے کیمیائی عادات بیان کرتے ہیں اور یہ بتاتے ہیں کہ وہ کون کون سی مرکب یا بسیط چیزیں ہیں جن کے ساتھ یہ چیز ترکیب کھاتی ہے یا تعامل کرتی ہے۔ پھر اِسی کے ضمن میں یہ بحث بھی آجاتی ہے کہ ہر تعامل کے لئے کون کون سے شرائط مخصوص ہیں۔ اور ہر حالت میں کیمیائی تغیر کے رُجحان کی حدت کس قدر ہے۔ اِس عنوان کے ماتحت جب آکسیجن کی سی کسی بسیط چیز سے بحث کرنا ہوتی ہے تو خصوصیت سے یہ باتیں معلوم کرنا پڑتی ہیں کہ یہ چیز کون کون سے دیگر عناصر کے ساتھ ترکیب کھاکر مرکبات پیدا کرتی ہے۔ کہاں تک اِن کے ساتھ بلا واسطہ ترکیب کھاتی ہے اور کون کون سے عناصر کے ساتھ اِس کے ترکیب دینے کے لئے دُوسری چیزوں کا واسطہ تلاش کرنا پڑتا ہے۔ عام طور پر ہم اُن بسیط چیزوں کو جو بہت سی دُوسری بسیط چیزوں کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں اور بلا واسطہ ترکیب کھاتی ہیں' عامل کہتے ہیں۔ مثلاً آکسیجن عامل ہے اور نائیٹروجن

مقابلۂ غیر عامل۔

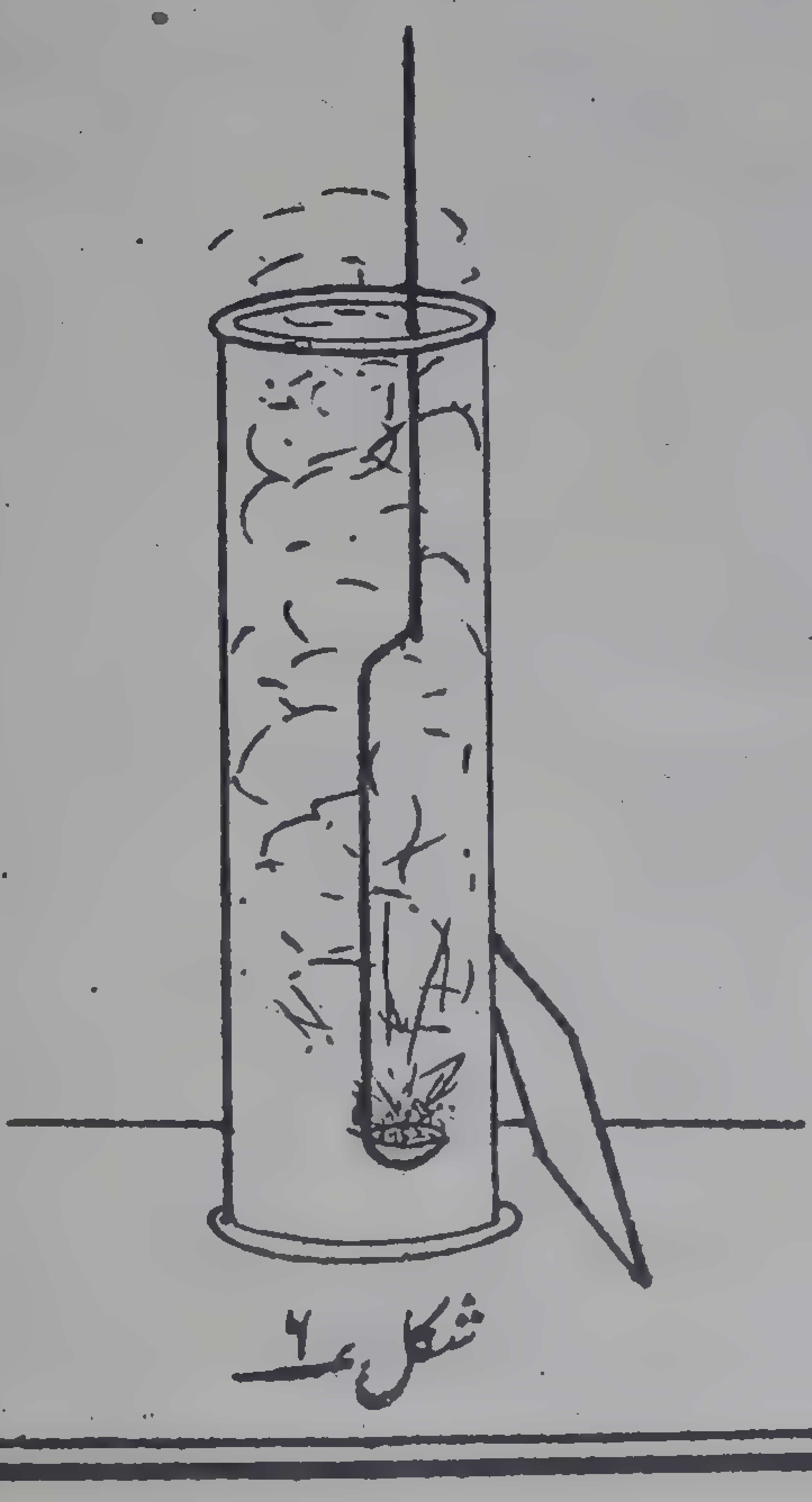
کیمیائی تعامل کی حدّت کا اندازہ اُس کی رفتار سے کیا جاتا ہے یا اس بات سے کیا جاتا ہے کہ اِس سے کتنی برق پیدا ہوتی ہے کیمیائی تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس سے بھی تعامل کی حدّت کا اندازہ ممکن ہے۔ لیکن یہ اندازہ ایسا دقیق نہیں ہوسکتا کہ علمی نزاکت کے شایانِ شان متصور ہو۔

آکسیجن کے نوعی کیمیائی خواص

خالص آکسیجن کے کیمیائی خواص، ہوائی آکسیجن کے خواص کی مانند ہیں۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ خالص آکسیجن کے خواص میں وضاحت کا پہلو زیادہ نمایاں ہے:—

ادھاتی عناصر

گندک کی تپش اگر اُس حد تک پہنچا دی جائے جو تعامل کے لئے ضروری ہے تو آکسیجن گندک کے ساتھ (شکل ۶) تندی سے ترکیب کھاتی ہے۔ اور اِس سے ایک خاص گیس پیدا ہوتی ہے جس میں خراش اور بُو پائی جاتی ہے۔ اِس بُو کو عامیانہ زبان میں "گندک کی بُو" کہتے ہیں لیکن حقیقت میں گندک کی اپنی کوئی بُو نہیں۔ اور آکسیجن بھی بے بُو ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ یہ بُو گندک اور آکسیجن کے اِس گیسی مرکب سے مخصوص ہے۔ یہ مرکب



شکل ۶

سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) ہے - گندک اور آکسیجن کے تعامل کے دوران میں بہت سی حرارت بھی پیدا ہوتی ہے -

اِس تجربہ کی ترتیب کو ہم اُلٹ بھی سکتے ہیں - یعنی گندک کو آکسیجن میں داخل کرنے کی بجائے یہ بھی ہو سکتا ہے کہ گندک کے بخارات میں آکسیجن داخل کی جائے - اِس صورت میں آکسیجن جلتی ہوئی معلوم ہوگی - اور تعامل کا حاصل وُہی ہوگا جو پہلی صورت میں تھا -

آکسیجن اور گرم کی ہوئی فاسفورس میں، گندک اور آکسیجن سے بھی زیادہ تندی کے ساتھ، تعامل ہوتا ہے - اور اِن کے تعامل سے ایک سفید سفوف نما ٹھوس مرکب بنتا ہے جو ہوا سے رطوبت جذب کر لیتا ہے - اور اِس رطوبت میں حل ہو کر بہت جلد محلول کی شکل میں آ جاتا ہے - فاسفورس اور آکسیجن کے تعامل سے جو مرکب پیدا ہوتا ہے وہ فاسفورک (Phosphoric) اینہائڈرائڈ ترشہ P_2O_5 ہے -

اِن دونوں صورتوں میں جو مرکب حاصل ہوتے ہیں وہ اپنے اجزائے ترکیبی سے جداگانہ چیزیں ہیں - چنانچہ اِن میں بُو پائی جاتی ہے - اور ایک حاصل گیسی ہے اور دُوسرا ٹھوس - لیکن ایک اَور اختلاف اِس سے بھی زیادہ قابلِ لحاظ ہے - یعنی اِن حاصلوں میں جب پانی ڈال کر ہلایا جاتا ہے تو وہ، پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ترشے بنا دیتے ہیں -

جلتا ہوا کاربن (کوئلے کی شکل میں) جب آکسیجن میں داخل کیا جاتا ہے تو وہ، معمولی ہوا کی بہ نسبت آکسیجن میں زیادہ تیز جلتا ہے - اور زیادہ منوّر شعلہ پیدا کرتا ہے - اِس تعامل کا حاصل بھی ایک گیس ہے جسے ہم کاربن ڈائی آکسائیڈ

(Carbon dioxide) CO_2 کہتے ہیں۔ اِس گیس میں "چونے کا پانی" جو حقیقت میں کیلسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Calcium hydroxide) $Ca(OH)_2$ کا محلول ہے، ملا کر ہلایا جائے تو کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium carbonate) $CaCO_3$ کا سفید رسوب بن جاتا ہے۔

بلند تپشوں پر آکسیجن چند اَور ادھاتی عناصر مثلاً سِلیکن (Sicilon)، بورون (Boron)، اور آرسینک (Arsenic) کے ساتھ بھی بہ آسانی ترکیب کھا جاتی ہے۔ اور ۱۹۰۰° پر خفیف سی مقدار میں، یعنی ۱ فی صدی تک نائیٹروجن کے ساتھ بھی ترکیب کھاتی ہے۔ کلورین (Chlorine)، برومین (Bromine) اور آئیوڈین (Iodine) کے ساتھ آکسیجن براہِ راست ترکیب نہیں کھاتی۔ ہاں کلورین اور آئیوڈین کے آکسائیڈز (Oxides) بلا شبہ وجود پذیر ہیں۔ لیکن وہ بالواسطہ تیار ہوتے ہیں۔

ہیلیئم (Helium) کے خاندان میں جو چھ ارکان شامل ہیں اور اُن کا کوئی مرکب آج تک معلوم نہیں ہو سکا، اُن کے ساتھ اور فلورین (Fluorine) کے ساتھ بھی، آکسیجن ترکیب نہیں کھاتی۔

گندک، فاسفورس (Phosphorus)، اور کاربن (Carbon)، کے ساتھ آکسیجن کے تعامل کی تعبیر حسبِ ذیل ہے:۔

$$S+2O\rightarrow SO_2$$

$$2P+5O\rightarrow P_2O_5$$

$$C+2O\rightarrow CO_2$$

دھاتی عناصر

دھاتی لوہا ہوا (ہلکائی آکسیجن) میں صرف زنگ آلود ہوتا ہے اور وہ بھی بہت آہستہ آہستہ۔ لیکن خالص آکسیجن میں وہ بخوبی جلنے لگتا ہے اور حیرت انگیز چمکدار شعلہ پیدا کرتا ہے۔ اِس

دوران میں لوہے سے پگھلتے ہوئے آکسائیڈ (Oxide) کے قطرے گرتے ہیں۔ یہ قطرے جب ٹھنڈے ہوتے ہیں تو اِن سے تاریکی مائل مٹیالے سے رنگ کا پھوٹک مادّہ بن جاتا ہے۔ یہ وُہی مادّہ ہے جو لوہار کے گرم سُرخ لوہے کے کُوٹنے سے چھلکوں کی شکل میں لوہے سے اُڑتا ہے۔ یہ مادّہ قدرتی طور پر بھی پایا جاتا ہے۔ اور حقیقت میں وُہی چیز ہے جسے لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کہتے ہیں۔ یہ آکسائیڈ (Oxide)، زنگ یعنی فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide) Fe_2O_3 سے جُداگانہ چیز ہے۔ زنگ کی بہ نسبت اِس میں آکسیجن کا تناسب کمتر ہوتا ہے۔ چنانچہ اِس کا ضابطہ Fe_3O_4 ہے:-

$$3Fe + 4O \rightarrow Fe_3O_4$$

تمام دھاتی عناصر پر اِسی قسم کے تجربے کرنے سے ثابت ہوتا ہے کہ آکسیجن، سونے چاندی اور پلاٹینم (Platinum) کے سِوا تمام معروف دھاتوں کے ساتھ بلاواسطہ ترکیب کھا جاتی ہے۔ اور سب کے ساتھ تو نہیں لیکن اکثر کے ساتھ ایسی ہی تندی سے ترکیب کھاتی ہے جیسے کہ لوہے کے ساتھ۔ سونا، چاندی اور پلاٹینم گرم کرنے پر بھی آکسیجن کے ساتھ تعامل نہیں کرتے۔ لیکن اِن کے آکسائیڈز (Oxides) بخوبی معلوم ہیں اور وہ بلاواسطہ امتزاج سے نہیں بلکہ کیمیائی تغیر کے دُوسرے اقسام، مثلاً دوئیلی تحلیل وغیرہ، سے حاصل ہوتے ہیں۔

مرکبات

مرکبات اگر بیشتر یا کُلیتہً ایسے عناصر پر مشتمل ہوں جو آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا سکتے ہیں تو وہ بھی آکسیجن کے ساتھ بخوبی تعامل کرتے ہیں۔ اور عموماً اُن ہی آکسائیڈز (Oxides) کا آمیزہ پیدا کرتے ہیں جو اُن کے عناصرِ ترکیبی اپنی اپنی جُداگانہ حیثیت میں پیدا کر سکتے ہیں۔ چنانچہ

لکڑی جو کاربن، ہائیڈروجن، اور کسی قدر آکسیجن، سے مرکب ہے جب آکسیجن میں جلتی ہے تو اِس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ CO_2 (Carbon dioxide) اور پانی یعنی ہائیڈروجن آکسائیڈ H_2O (Hydrogen oxide) بہ شکلِ بخار، کا آمیزہ پیدا ہوتا ہے۔یہی حال کاربن ڈائی سلفائیڈ CS_2 (Carbon disulphide) کا ہے۔چنانچہ کاربن ڈائی سلفائیڈ بہ آسانی جلنے لگتا ہے۔ اور اِس کے احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ CO_2 (Carbon dioxide) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) پیدا ہوتے ہیں۔ اور کاربن اور گندک جب اپنی اپنی جُداگانہ حیثیت میں جلتے ہیں تو اُن سے بھی یہی چیزیں بنتی ہیں :—

$$CS_2 + 6O \rightarrow CO_2 + 2SO_2$$

فیرس سلفائیڈ (Ferrous sulphide) جب آکسیجن میں جلتا ہے تو سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) اور لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4 (Oxide) پیدا کرتا ہے۔ اور یہ اِس سے پہلے معلوم ہو چکا ہے کہ جب گندک اور لوہا اپنی اپنی جُداگانہ حیثیت میں آکسیجن کے ساتھ تعامل کرتے ہیں تو اِن سے بھی یہی چیزیں پیدا ہوتی ہیں :—

$$3FeS + 10O \rightarrow 3SO_2 + Fe_3O_4$$

آکسیجن کی تشخیص

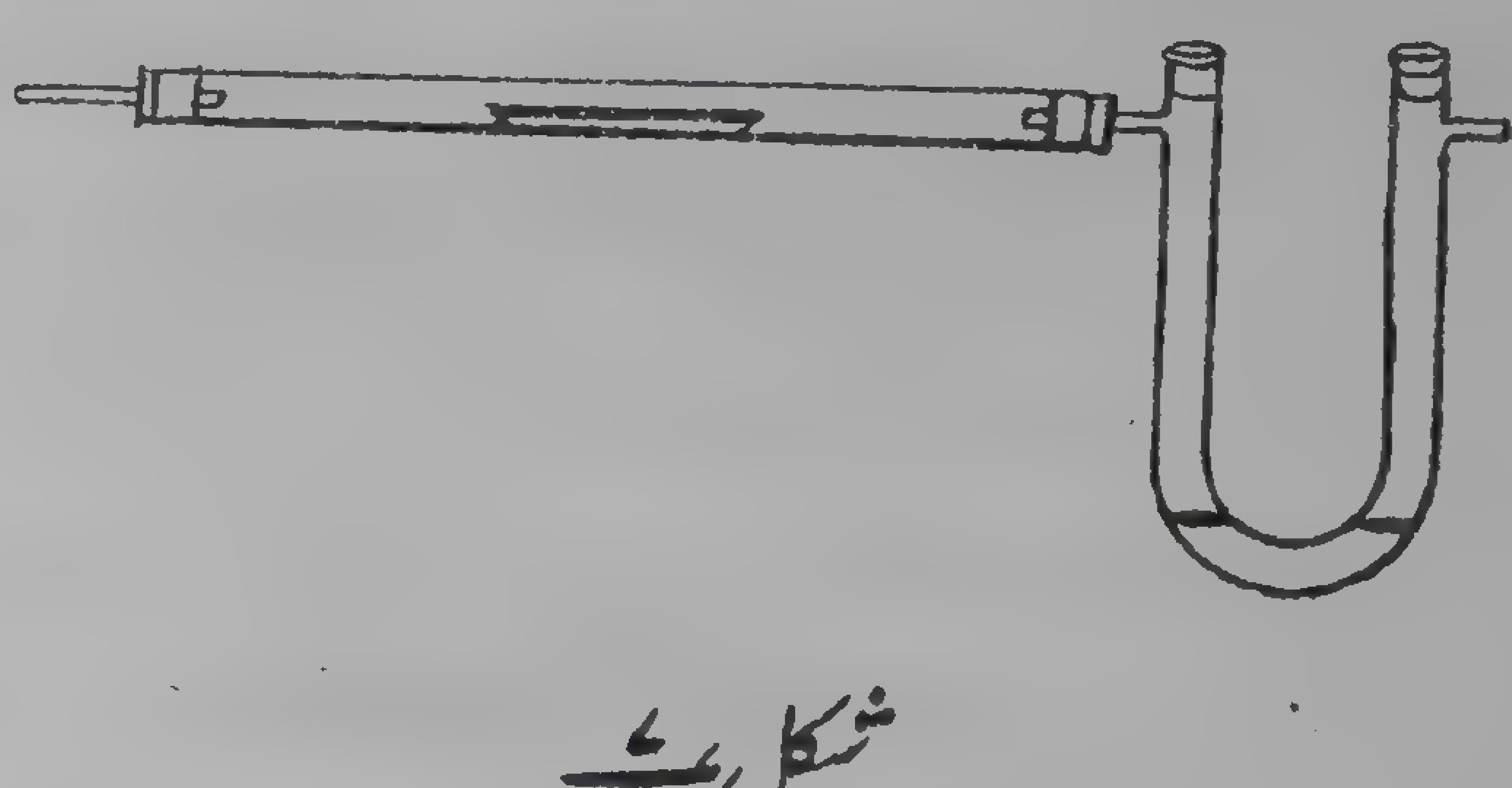
کیمیائی شَے کی تشخیص کا دار و مدار کسی ایسی خاصیت پر رکھا جاتا ہے جو بہ آسانی پہچانی جا سکتی ہے۔ اور اِس شَے کے ماسِوا میں موجود نہیں ہوتی۔ یا اگر موجود ہوتی ہے تو اُس کے اظہار میں وہ شد و مد نہیں ہوتا۔ آکسیجن کو تم دیکھ چکے ہو کہ جب خالص ہوتی ہے تو لکڑی کی سُلگتی ہوئی کھپچی اُس کے اندر جا کر بھڑک

اُٹھتی ہے - یہ ایک ایسی خاصیت ہے کہ آکسیجن کے علاوہ صرف ایک اور گیس، یعنی نائیٹرس آکسائیڈ N_2O (Nitrous oxide) میں پائی جاتی ہے - پس اگر آکسیجن اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے لئے کوئی مابہ الامتیاز پیدا ہوجائے تو اِس خاصیت سے ہم آکسیجن کی تشخیص میں بخوبی کام لے سکتے ہیں - آگے چل کر معلوم ہوگا کہ آکسیجن اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کو ایک دوسرے سے تمیز کرلینا کچھ مشکل نہیں -

مساواتوں کی بناوٹ

اُوپر کی تقریروں میں جن تعاملوں کا ذکر آیا ہے اِس قسم کے تعاملوں کی ماہیت کو بہ تمام و کمال ذہن نشین کرنے کے لئے کمی تجربوں کی ضرورت ہے اور اُن طریقوں کا اختیار کرنا بھی ضروری ہے جن سے کیمیائی حاصلوں کے ضابطوں کی تعیین میں کام لیا جاتا ہے -

مثلاً معلوم وزن کی گندک، چینی کی کشتی (شکل ۷) میں رکھ کر شیشہ کی نلی میں داخل کرو - کشتی کا اپنا وزن بھی معلوم ہونا



شکل ۷

چاہیئے - اِس نلی کے ساتھ جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے ایک

لانا نلی جوڑ دو - لانا نلی میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium Hydroxide) کا محلول ہونا چاہیئے کہ گندک اور آکسیجن کے تعامل سے پیدا شدہ گیس کو جذب کر لے - اب کشتی پر سے آکسیجن گزارو اور گندک کو گرم کرو - گندک آکسیجن میں جلیگی اور کشتی کے نقصانِ وزن سے معلوم ہو جائیگا کہ کتنی گندک صرف ہو گئی ہے - لانا نلی کے وزن کا اضافہ، پیدا شدہ مرکب کا وزن ہے - اِس وزن سے صرف شدہ گندک کا وزن تفریق کر دو تو آکسیجن کی وہ مقدار معلوم ہو جائیگی جو گندک کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہے - اجزاء کا تناسب، اور تخمین کا طریق، حسبِ ذیل ہے :—

	فی صدیت[1]	وزنِ جوہر	جزءِ ضربی	÷ ۱٫۵۶۱
گندک	۵۰٫۰۵ =	۳۲٫۰۶ ×	۱٫۵۶۱ = 1٫561×S	1×S
آکسیجن	۴۹٫۹۵ =	۱۶٫۰۰ ×	۳٫۱۲۲ = 3٫122×O	2×O

بناء بریں حاصل کا ضابطہ SO_2 ہے اور مساوات حسبِ ذیل :—

$$S + 2O \rightarrow SO_2$$

اِسی طرح ہم یہ بھی ثابت کر سکتے ہیں کہ فاسفورک (Phosphoric) این ترشہ کا ضابطہ P_2O_5، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا ضابطہ CO_2 اور لوہے کے مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کا ضابطہ Fe_3O_4 ہونا چاہیئے -

تجربۂ بالا سے جو نتائج مترتب ہوتے ہیں اُن میں اکثر

---

[1] یہاں فی صدیتوں سے کام لیا گیا ہے - لیکن کچھ اِسی پر حصر نہیں - چنانچہ تجربہ میں جو واقعی اوزان حاصل ہوتے ہیں وہ اوزانِ جواہر پر تقسیم کیئے جا سکتے ہیں - اور اِس صورت میں بھی وہی نتیجہ حاصل ہوتا ہے - واقعہ یہ ہے کہ کوئی سے دو عدد بخوبی کام دے سکتے ہیں بشرطیکہ وہ باہم مناسب تناسب میں ہوں -

پوری پوری صحت کا التزام نہیں ہوتا - اِس کی وجہ یہ ہے کہ گندک میں سلفر ٹرائی آکسائیڈ (Sulphur trioxide) بنا دینے کا رُجحان پایا جاتا ہے - اور یہ رُجحان کشتی کی مٹی کے حالِبانہ[1] عمل کے باعث بہت ترقی پا جاتا ہے - اِس لئے آکسیجن کا تناسب غیر معمولی طور پر بڑھ جاتا ہے - بہر کیف تجربہ کا اصول اِس سے بہ آسانی سمجھ میں آسکتا ہے -

فاسفورس کے متعلق بھی اِسی طرح کی تدبیر سے کام لیا جاسکتا ہے - لیکن فاسفورس کے ٹھوس حاصل کو لانا نلی میں لینے کی بجائے شیشہ کی رُوئی کے پھندے میں لینا چاہیئے اور یہ پھندا اِسی احتراقی نلی میں ہونا چاہیئے جو فاسفورس کے گرم کرنے کے لئے استعال کی جائے - ہاں اِس پھندے سے آگے البتہ ایک خشکندہ نلی کا ہونا ضروری ہے کہ اِدھر سے ہوا کی رطوبت پھندے میں نہ آنے پائے -

احتراقی نلی کے وزن میں جو اضافہ ہو جائیگا وہ اُس آکسیجن کا وزن ہے جو فاسفورس کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہے - تجربہ کو کامیاب بنانے کے لئے کامل احتیاط اور کافی فرصت ضروری امور ہیں -

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی ترکیب کی تخمین کے لئے اگر کافی احتیاط سے تجربہ کیا جائے تو اِس تجربہ سے نہایت صحیح نتائج حاصل ہوتے ہیں - فاسفورس، کاربن، اور لوہے کے متعلق طریقِ عمل اور ضروری مقدمات حسبِ ذیل ہیں :—

	فی صدیت		وزنِ جوہر		جُزءِ ضربی	
						÷ ۰٫۷۰۴
فاسفورس	۴۳٫۶۶	=	۳۱٫۰۰	×	۱٫۴۰۸	P × ۲
آکسیجن	۵۶٫۳۴	=	۱۶٫۰	×	۳٫۵۲۱	O × ۵
						÷ ۲٫۲۷۲
کاربن	۲۷٫۲۷	=	۱۲٫۰	×	۲٫۲۷۲	C × ۱
آکسیجن	۷۲٫۷۲	=	۱۶٫۰	×	۴٫۵۴۵	O × ۲

[1] اِس کی توضیح ذرا آگے چل کر آئیگی -

۴۳۱٫۰ ÷

لوہا Fe × ۳ ۱٫۲۹۵ × ۵۵٫۹ = ۷۲٫۳۸

آکسیجن O × ۴ ۱٫۷۲۶ × ۱۶٫۰ = ۲۷٫۶۲

فاسفورک (Phosphoric) آین تُرشہ کے بخارات کی کثافت سے اِس مرکب کا ضابطہ P_4O_{10} مترتب ہوتا ہے۔ لیکن یہ مرکب گیسی شکل میں کبھی استعمال نہیں ہوتا۔ اِس لئے سادہ ضابطہ یعنی P_2O_5 عموماً قابلِ ترجیح سمجھا جاتا ہے۔

آکسائیڈز اور اُن کا طریقِ تسمیہ

اِس قسم کے مرکبات جن میں کوئی ایک عنصر، آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے آکسائیڈز (Oxides) کہلاتے ہیں۔ اور اُوپر کی تقریروں میں جن عملوں کا ذکر آیا ہے اِس قسم کے عملوں کو آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عمل یا آکسیڈیشن (Oxidation) کہتے ہیں۔ جب کوئی عنصر ایک سے زیادہ آکسائیڈز (Oxides) پیدا کرتا ہے تو تناسبوں کا اختلاف بھی آکسائیڈز (Oxides) کے ناموں میں محسوب کر لیا جاتا ہے۔ مثلاً

بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) یا مانآکسائیڈ (Monoxide) - BaO

بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) یا ڈائی آکسائیڈ (Dioxide) - BaO_2

لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4

فیرس آکسائیڈ (Ferrous oxide) FeO

اور فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide) Fe_2O_3

اِس قسم کے آکسائیڈز (Oxides) میں جیسے کہ آخری دو ہیں *-ous* اور *-ic* دھات کے ساتھ بطور لاحقہ استعمال کئے جاتے ہیں۔ ایسی صورتوں میں یہ ظاہر ہے کہ دھات

آکسیجن کے کمتر تناسب کے ساتھ بھی ترکیب کھا سکتی ہے۔ اور زیادہ تناسب کے ساتھ بھی - پس لاحقہ ous- آکسیجن کے کمتر تناسب کو تعبیر کرتا ہے - اور لاحقہ ic- آکسیجن کے زیادہ تناسب کی تعبیر ہے۔ Fe_2O_3 کی شکل کے آکسائیڈز (Oxides) کو اکثر سیسکوِی آکسائیڈز (Sesqui oxides) کہتے ہیں - کیونکہ Fe_2O_3 میں لوہے کی ہر اِکائی وزن آکسیجن کے ڈیڑھ اِکائی وزن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہے۔ اور لاطینی زبان میں سیسکوِی (Sesqui) سے مُراد "آدھا اور" ہے -

کسی عنصر کے کلورائیڈز (Chlorides) ' سلفائیڈز (Sulphides) اور دیگر مرکبات اگر ایک سے زیادہ ہوں تو اُن کے تمیز کرنے کے لئے بھی یہی لاحقے استعمال کئے جاتے ہیں -

لوہے کے آکسائیڈز (Oxides) کی طرح بہت سے آکسائیڈز کا یہ حال ہے کہ پانی کے لئے وہ قطعاً غیر عامل ہیں- لیکن بعض آکسائیڈز وہ بھی ہیں جو گندک اور فاسفورس (Phosphorus) کے آکسائیڈز کی طرح پانی کے ساتھ تعامل کرتے ہیں- اِن میں سے بعض پانی کے ساتھ رِل کر ترشئی محلول پیدا کرتے ہیں- یہ محلول پانی کی افراط میں ترشوں کے حل ہونے سے پیدا ہوتے ہیں اور نیلے لِتس کو جو ایک نباتی رنگ ہے سُرخ کر دیتے ہیں-

مثلاً سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) پانی کے ساتھ رِل کر سلفرس (Sulphurous) تُرشہ بناتا ہے اور فاسفورِک (Phosphoric) اینہ تُرشہ جب پانی کے ساتھ رِلتا ہے تو فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ پیدا ہوتا ہے-

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$ [1]

پھر پانی میں حل ہو جانے والے آکسائیڈز (Oxides) میں بعض وہ بھی ہیں جو پانی میں حل ہوتے ہیں تو اِن سے ایسے محلول بنتے ہیں جن میں صابن یا اُبھا گے کا سا قلویانہ مزہ پایا جاتا ہے - اِس جماعت کی حل شدہ چیز کو اساس کہتے ہیں اور اِس کی خصوصیت یہ ہے کہ وہ سُرخ لِتمس کو نیلا کر دیتی ہے -

آکسائیڈ (Oxide) اور پانی کے تعامل کا حاصل، تُرشہ ہو یا اساس اگر وہ طیران پذیر نہیں تو زائد پانی کو تبخیر کر دینے سے وہ بخوبی دستیاب ہو سکتا ہے - چنانچہ فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ کے محلول کو تبخیر کر دینے سے سفید قلمی فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ حاصل ہوتا ہے - لیکن اگر حاصلِ مذکور طیران پذیر ہے تو اِس طرح اِس کی یافت ممکن نہیں - چنانچہ سلفرس (Sulphurous) تُرشہ کو تبخیر کرنے سے آبی بخارات کے ساتھ ساتھ سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) بھی اُڑنا شروع ہو جاتا ہے -

وہ آکسائیڈز (Oxides) جو پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر تُرشے پیدا کرتے ہیں اُن میں اور اُن کے متجاوب تُرشوں میں صرف اِس بات کا اختلاف ہے کہ تُرشوں کی ترکیب میں پانی کے عناصر بھی موجود ہوتے ہیں اور اِن کی ترکیب میں وہ موجود نہیں ہوتے - اِس بنا پر اِن آکسائیڈز (Oxides) کو اینہ تُرشے کہتے ہیں -

---

[1] یہاں مجموعی ضابطہ $H_6P_2O_8$ ہونا چاہیئے - لیکن ایسے موقعوں پر اگر کوئی وجہ موجب متعارض نہ ہو تو جزوِ مشترک ضابطہ کے پہلے لکھ دیا جاتا ہے کہ ضابطہ اپنی سادہ ترین شکل میں رہے -

احتراق

آکسیجن (Oxygen) چونکہ کرۂ ہوائی کا ایک جُز ہے اس لئے جن کیمیائی تعاملوں میں یہ گیس حصّہ لیتی ہے اُن میں سے اکثر بخوبی معروف ہیں۔ اِن ہی میں ایک وہ بھی ہے جسے عامیانہ بول چال میں احتراق یا جلنا کہتے ہیں۔ یہ واقعہ اُس وقت حادث ہوتا ہے جب کوئی چیز آکسیجن کے ساتھ تندی سے ترکیب کھاتی ہے۔ لیکن واقعہ کی اصلیت کو بھولنا نہ چاہیئے۔ آکسیجن کے علاوہ اور بھی گیسیں ہیں جو خاص خاص حالتوں میں اِسی طرح تندی کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں۔ پھر اگر احتراق کا فعل جیساکہ عام طور پر سمجھا جاتا ہے، آکسیجن ہی سے مخصوص ہو تو ظاہر ہے کہ احتراق کی اصطلاح علمی قدروقیمت سے محض عاری ہے۔ چنانچہ لوہے اور گندک کے تعامل سے بھی ضیاء و حرارت دونوں چیزیں پیدا ہوتی ہیں اور کیمیائی خصائص کے اعتبار سے یہ واقعہ لعینہٖ احتراق کا مشابہ ہے۔

لیکن اِس ضمن میں احتراق پذیر اور نا احتراق پذیر اشیاء کا امتیاز اِس قابل ہے کہ نگاہ میں رکھا جائے۔ وہ چیزیں جو عامیانہ زبان میں نا احتراق پذیر کہلاتی ہیں دو جماعتوں میں تقسیم ہو سکتی ہیں۔ ایک جماعت اُن چیزوں پر مشتمل ہے جن میں پہلے ہی سے آکسیجن (Oxygen) کی اِتنی مقدار موجود ہے کہ اُس سے زیادہ کا متحمل ہونا اُن کے لئے ممکن نہیں۔ چنانچہ وہ آکسائیڈز (Oxides) جن کی پیدائش کا ذکر گزشتہ تجربوں میں آچکا ہے اِسی جماعت میں شامل ہیں۔ ہمارے روز مرہ کے استمال کی چیزوں میں سے چونے کا پتھر، ریت، اینٹ، اور اکثر چٹانی مادّے، بھی اِسی جماعت کی مثالیں ہیں۔ دُوسری جماعت میں وہ چیزیں ہیں

جو آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جس حال میں، کہ وہ ہوا میں پائی جاتی ہے کچھ زیادہ تندی سے ترکیب نہیں کھاتی ہیں۔ اِس جماعت کی ایک نہایت عام مثال لوہا ہے۔

آکسیڈیشن

احتراق، اور دھاتوں کی زنگ آلودگی، میں صرف تعامل کی کیفیت کا فرق ہے۔ ورنہ ماہیت کے اعتبار سے دونوں فعل ایک ہیں۔ مثلاً میگنیسیئم (Magnesium) کا فیتہ جب ہوا میں کھول کر رکھ دیا جاتا ہے تو اِس پر بالتدریج سفید سا مادّہ بنتا جاتا ہے۔ اِس مادّہ کو کھُرچ کر الگ کر دو اور اِس طرح دھات کی تازہ سطح ہوا کے سامنے کھولتے رہو تو آخرِ کار سب کا سب میگنیسیئم (Magnesium) اِس سفید سفوف میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اگر ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) موجود نہیں تو یہ سفید سفوف وُہی آکسائیڈ (Oxide) ہے جو میگنیسیئم کو ہوا میں جلانے سے حاصل ہوتا ہے۔ لوہے کا حال اِس سے کسی قدر جُداگانہ ہے۔ چنانچہ احتراق کے دَوران میں لوہے سے مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4 (Oxide) بنتا ہے۔ اور جب لوہا مرطوب ہوا میں زنگ آلود ہوتا ہے تو اِس سے آبیدہ فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide) یعنی "Fe_2O_3 + پانی[1]" حاصل ہوتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ یہاں تعامل کے حاصلوں میں ترکیب کا اختلاف ہے۔ لیکن آکسیڈیشن (Oxidation) کے فعل کے اعتبار سے دونوں صورتیں یکساں ہیں۔

---

[1] یہاں ضابطہ H_2O کا لکھنا جائز نہیں۔ یہ ضابطہ ہم صرف اِس حالت میں لکھ سکتے ہیں جب کہ پانی کے کسی مخصوص تناسب کا بیان مقصود ہو۔ جہاں حالات کی مناسبت سے تناسب بدلتا رہتا ہے وہاں پانی کا لفظ لکھنا ضروری ہے۔

یہ سُست آکسیڈیشن کا فعل نمائش کے اعتبار سے احتراق کے مقابلہ میں بہت گرا ہُوا ہے ۔ لیکن دلچسپی میں درحقیقت اُس سے کہیں بڑھ کر ہے ۔ چنانچہ لکڑی کی بوسیدگی محض آکسیڈیشن ہی کا فعل ہے ۔ اور اِس فعل سے بھی وُہی مرکب، یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی پیدا ہوتے ہیں جو لکڑی کے احتراق سے پیدا ہو سکتے ہیں ۔

حیوانی فُضلات کے استحالہ میں بھی سُست آکسیڈیشن (Oxidation) کا فعل بہت کام کی چیز ہے ۔ اِس مطلب کے لئے حیوانی فُضلات کے ساتھ بہت سا خالص پانی مِلا دیا جاتا ہے ۔ اور اِس سے مقصود صرف یہی نہیں ہوتا کہ حیوانی فُضلات کو ایک ہلکا دینے والی چیز میسّر آجائے بلکہ اصلی غرض یہ ہوتی ہے کہ اُس کے ساتھ ایسا پانی شامل ہو جائے جس میں حل شدہ آکسیجن موجود ہو ۔ معمولی آکسیجن گیس کی طرح، حل شدہ آکسیجن بھی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے ۔ چنانچہ جراثیم صغیرہ کی وساطت سے وہ، حل شدہ نامیاتی مواد کو بیشتر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور پانی میں مستحیل کر دیتی ہے ۔ اور اِس طرح بہت جلد نامیاتی مواد کے مضار کا دفعیہ ہو جاتا ہے ۔ چنانچہ ندی میں چند میل آگے جاکر پانی ویسا ہی پینے کے قابل ہو جاتا ہے جیسا کہ حیوانی فُضلات کی آمیزش سے پہلے ہوتا ہے ۔

ہمارے اپنے اجسام میں بھی سُست آکسیڈیشن کی ایک معروف توضیح موجود ہے ۔ لیکن یہاں اِس کی تفصیل میں اُلجھنا کچھ ضروری نہیں ۔ نفسِ مضمون کو سمجھ لینے کے لئے صِرف اِتنا سا اجمال ہی کافی ہوگا کہ ہوا کی آکسیجن تنفس کے ذریعہ ہمارے پھیپھڑوں میں پہنچتی ہے ۔ اور وہاں سے خون اُس کو ہمارے جسم کے تمام ریشوں میں پہنچا دیتا ہے ۔ پھر وہاں یہ آکسیجن اُس مواد کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے میں صَرف ہوتی ہے جو ریشوں سے جُدا ہوتا رہتا ہے ۔ اور اِس

طرح اُس مادّہ کو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) میں تبدیل کر دیتی ہے ۔ پھر یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ خون کے ساتھ ساتھ پھیپھڑوں میں آتا ہے ۔ اور آخر کار تنفس کے ذریعہ ہوا میں پہنچ جاتا ہے ۔ یہی وجہ ہے کہ بدل ما یتحلّل کے لئے ہمیں غذا کی ضرورت پڑتی ہے کہ ریشوں سے جو مادّہ جُدا ہوتا ہے اُس کی کمی کو پُورا کرنے کے لئے ریشوں کو مسالہ بہم پہنچتا رہے ۔ چنانچہ غذا کے ترک کر دینے سے جسم کا وزن گھٹ جاتا ہے اور جسم کمزور بھی ہو جاتا ہے ۔ یہ واقعہ اِس بات پر ایک کُھلی ہوئی شہادت ہے کہ ہمارے جسم کا کچھ نہ کچھ حصّہ تدریجاً آکسیڈیشن (Oxidation) کی نذر ہوتا رہتا ہے ۔

آکسیڈیشن کے عکس کو کیمیا کی زبان میں **تحویل** کہتے ہیں ۔ اِس اصطلاح کا مفہوم کسی چیز سے آکسیجن کا جُدا ہو جانا ہے کہ اِس صورت میں وہ چیز پھر اپنی اُسی حالت کی طرف عود کر آتی ہے جو اُس کو آکسیڈیشن سے پہلے میسّر تھی ۔

لیکن جیسا کہ آگے جا کر معلوم ہوگا آکسیڈیشن کے مفہوم جس قدر بیان ہوئے ہیں اب اِس سے وہ بہت زیادہ وسیع ہو چکے ہیں ۔ اور کیمیائی تغیرات کے بعض اَور اقسام کو بھی شامل ہیں ۔

آکسیجن کے مفاد

آکسیجن کے بعض عملی مفاد کا ذکر اِس سے پہلے ہو چکا ہے ۔ چنانچہ گزشتہ تقریر میں ہم اِس بات کی طرف اشارہ کر چکے ہیں کہ حیوانات کے تنفس میں یہ گیس کیا کام دیتی ہے ۔ اور نامیاتی مادّہ کی بوسیدگی کے فعل میں اِس گیس کو کیا دخل ہے ۔ اِس قسم کے مادّہ کی بوسیدگی کا فعل حقیقت میں قدرت کا ایک نہایت فیاضانہ کارنامہ ہے ۔ اِس سے بہت سا بیکار مادّہ دفع ہو جاتا ہے ۔ یہ مادّہ اگر اِس گیس کے عمل سے بچا رہتا تو متعفن ہو کر کئی ایک

امراض کی پیدائش کا موجب ہوتا۔ علاوہ بریں گزشتہ تقریر میں یہ بھی معلوم ہو چکا ہے کہ حیوانی فضلات کے استحالہ میں اِس گیس کی قدر و قیمت کیا ہے - اِن باتوں پر ہم یہ واقعات بھی مستزاد کر سکتے ہیں کہ صنعی اور حرفی اغراض کے لئے جو حرارت اور احتیالی طاقت درکار ہوتی ہے وہ تقریباً سب کی سب معدنی کوئلے کے احتراق سے حاصل کی جاتی ہے - اور کوئلے کا احتراق آکسیجن ہی کا مرہونِ منّت ہے - یہ آکسیجن کوئلے کو ہوا سے بہم پہنچتی ہے۔ اگر کوئلے کے ساتھ ساتھ آکسیجن بھی قیمتاً لینا پڑتی تو ہر ایک ٹن[~] کوئلے کے ساتھ کم از کم تین ٹن آکسیجن درکار ہوتی - اور پھر ظاہر ہے کہ کارخانہ داروں کے اخراجات کس حد تک بڑھ جاتے۔

بازار میں جو اُستوانیوں میں بھری ہوئی آکسیجن بکتی ہے وہ آبدوز کشتیوں میں بھی کام آتی ہے - چنانچہ آبدوز کشتیوں میں اِس قسم کی اُستوانیاں موجود رہتی ہیں۔ جب اِن کشتیوں میں ہوا کی آکسیجن کم ہو جاتی ہے تو یہ کمی اِن اُستوانیوں کی آکسیجن سے پوری کی جاتی ہے - آبدوز کشتیوں میں کبھی کبھی وہ آلہ بھی رکھ لیا جاتا ہے - جس میں سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) اور پانی کے تعامل سے آکسیجن پیدا ہوتی ہے - ضرورت کے وقت اِس آلہ سے آکسیجن بہم پہنچائی جاتی ہے - یہ ہم پہلے بتا چکے ہیں کہ اُستوانیوں کی آکسیجن ذات الریہ اور ضیق النفس کے مریضوں کے لئے بھی استعمال کی جاتی ہے۔

وہ چیزیں جو آکسیجن سے متاثر نہیں ہوتیں

ہوا میں آکسیجن بمقدارِ کثیر موجود ہے اور بہت سی

~ Ton

چیزوں کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتی ہے۔ اِس لئے جو چیزیں آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتی ہیں اور جب گرم کی جاتی ہیں تو جلتی بھی نہیں ہیں وہ بہت سے مقاصد کے لئے قدر و قیمت کی نگاہوں سے دیکھی جاتی ہیں۔ چنانچہ سونا، چاندی اور پلاٹینم (Platinum) اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ یہ چیزیں زیوروں کے لئے بکثرت استعمال کی جاتی ہیں۔ اور پلاٹینم سے تو دارالتجربہ میں استعمال کرنے کے لئے کٹھالیاں بھی بنائی جاتی ہیں۔ لوہا خالص آکسیجن میں رکھ کر گرم کرنے سے بلاشبہ جل اُٹھتا ہے۔ لیکن ہوا میں وہ گرم کرنے سے بھی جلد آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتا۔ اِس لئے اِس سے کھانے پکانے کے برتن بنائے جاتے ہیں۔ اور عمارتوں کو آگ سے محفوظ رکھنے کے لئے بھی وہ استعمال کیا جاتا ہے۔

یہ ظاہر ہے کہ وہ مرکبات جو پہلے ہی کامل طور پر آکسیڈائیز ہو چکے ہوتے ہیں اُنہیں یقیناً احتراق پذیر نہ ہونا چاہیئے۔ ریت کا پتھر، سنگِ خارا، اینٹ، چینی مٹی، شیشہ اور پانی، اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ اور اِس لئے آگ اُن پر کوئی اثر نہیں کر سکتی۔ علاوہ بریں یہ چیزیں جب گرم کی جاتی ہیں تو اِن سے آکسیجن بھی آزاد نہیں ہوتی۔ ہاں بھاپ البتہ ایک خفیف سی حد تک تحلیل ہو جاتی ہے باقی سب چیزیں غیر متاثر رہتی ہیں۔ چنانچہ چینی مٹی اور شیشہ کا یہ حال ہے کہ جب یہ چیزیں گرم کی جاتی ہیں تو اِن کے وزن میں نہ کچھ اضافہ ہوتا ہے نہ کچھ کمی آتی ہے۔ اِس لئے وہ دارالتجربہ میں استعمال کرنے کے آلات بنانے کے لئے بہت مناسب چیزیں ہیں۔

عاملیت اور قیام پذیری

جو چیز تندی کے ساتھ کیمیائی ترکیب میں داخل ہوتی ہے

اُسے علمِ کیمیا کی اصطلاح میں یوں کہا جاتا ہے کہ وہ کیمیاءً عامِل ہے - چنانچہ آکسیجن کا یہی حال ہے اور نائیٹروجن کی حالت اس کے برعکس ہے - یعنی وہ مقابلۃً غیر عامِل ہے - جو عنصر کیمیاءً عامل ہوتا ہے وہ چونکہ رغبت سے ترکیب کھاتا ہے اِس لئے جس مادّہ کے ساتھ وہ ترکیب کھاتا ہے اُس کے ساتھ بشدت وابستہ رہتا ہے - اس بناء پر عامل عنصر کو یوں بھی تصور کیا جا سکتا ہے کہ وہ عموماً ترکیبی حالت سے بہ مشکل آزاد ہوتا ہے -

یہ امر بھی قابلِ لحاظ ہے کہ جو عناصر کیمیاءً عامل ہیں اُن کے مرکبات مقابلۃً زیادہ قیام پذیر ہیں - چنانچہ آکسیجن کے وہ مرکبات جو آکسائیڈز (Oxides) کہلاتے ہیں اُن میں سے اکثر کی قیام پذیری کا یہ عالم ہے کہ وہ سفید حرارت پر پہنچ کر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتے - آکسیجن کے دیگر مرکبات یعنی ریت کا پتھر، سنگِ خارا، اینٹ اور چینی مٹی وغیرہ جن کا ذکر اُوپر کی تقریر میں گزر چکا ہے اُن کا بھی یہی حال ہے -

کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینے کے وسائل

۱- تپش کا تغیر :-

کیمیا کا یہ ایک معروف واقعہ ہے کہ اختلافِ حالات کے بموجب کیمیائی تغیر کی رفتار میں اختلاف پیدا ہو جاتا ہے - مثلاً تپش کی ترقی، تمام کیمیائی تعاملوں کی سُرعت میں اضافہ کر دیتی ہے - چنانچہ ٹھنڈا لوہا آکسیجن کے ساتھ بہت سُستی سے ترکیب کھاتا ہے اور زنگ پیدا کرتا ہے - اور دوسری طرف سفید گرم لوہے کا یہ حال ہے کہ اُن چند دقیقوں میں جو اُسے لوہار کی

سندان پر گزرتے ہیں اُس کے وجود سے ایک خاص آکسائیڈ (Oxide) کی بہت سی مقدار تیار ہو کر چھلکوں کی شکل میں اُڑ جاتی ہے۔

سفید گرم کوئلے کو تم نے اکثر دیکھا ہو گا کہ ہوا کی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی شکل میں غائب ہو جاتا ہے۔ اور معمولی طور پر ہوا میں رکھا ہوا کوئلہ موسمِ گرما کی شدید سے شدید گرمی میں بھی یوں معلوم ہوتا ہے کہ گویا اُس میں کوئی قابلِ لحاظ کمی پیدا نہیں ہوئی۔ لیکن کیمیا دان کی نگاہوں کے لئے یہاں بھی اِس یقین کے پہلو موجود ہیں کہ اِس صورت میں بھی کیمیائی تعامل حادث ہوتا ہے۔ دونوں صورتوں میں صرف مدارج کا فرق ہے۔ چنانچہ باحتیاط تخمین سے ثابت ہو سکتا ہے کہ کوئلے کا ذخیرہ جب کھلی ہوا میں رکھا رہتا ہے تو کوئلے کی حرارت پیدا کرنے کی طاقت ۲ تا ۵ فی صدی گھٹ جاتی ہے۔ اور جب وہ کسی ایسی جگہ رکھا ہوتا ہے جہاں وہ ہوا سے بیشتر محفوظ رہتا ہے (مثلاً پانی کے اندر) تو اِس صورت میں اُس کی طاقتِ مذکورہ میں کوئی کمی پیدا نہیں ہوتی۔ واقعہ یہ ہے کہ تپش کا کوئی درجہ ایسا نہیں جس کے متعلق یہ فیصلہ ممکن ہو کہ عین اِس مقام سے تعامل کی ابتدا ہوتی ہے اور اِس سے نیچے کے مدارج پر تعامل کا اِمکان نہیں۔ ہر کیمیائی تغیر، بشرطیکہ تغیراتِ مذکورہ کی طرح اُس میں بھی توانائی کا اظہار ہوتا ہو، ہر تپش پر کسی نہ کسی مخصوص رفتار سے حادث ہوتا ہے۔ تغیر کی رفتارِ حدوث کا ایک موٹا سا تخمینہ جو تجربہ کی بناء پر مترتب کیا گیا ہے، یہ ہے کہ اگر باقی تمام حالات یکساں رہیں تو تپش میں ہر دس درجوں کی ترقی حدوثِ تغیر کی رفتار فی ثانیہ کو دو چند کر دیتی ہے۔ یا دوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ فی ثانیہ جتنا مادہ متغیر ہوتا ہے تپش کی اِس ترقی سے اُس کی

مقدار دو چند ہو جاتی ہے۔ تپش کے تنزل کا نتیجہ اِس کے برعکس ہے۔

تپش کی ترقی کا یہ اثر کیمیا میں نہایت اہم ہے۔ چنانچہ دو چیزوں کو ایک دُوسری کے ساتھ مِلا دینے سے جب کیمیائی تعامل کی کوئی علامت نظر نہیں آتی ہے تو کیمیا دان فوراً آمیزہ کو احتیاط کے ساتھ گرم کرنے لگتا ہے۔ یہ واقعہ ایسا عام ہے کہ گویا ہر کیمیا دان کی عادت میں داخل ہو گیا ہے۔

تپشوں کے بیان کرنے کے لئے کیمیا کی زبان میں عموماً مندرجہ ذیل اصطلاحوں سے کام لیا جاتا ہے۔ ان اصطلاحوں کے مقابل تپش کے وہ درجے بھی لکھ دیئے گئے ہیں جو تپش پیما کے اعتبار سے اِن اصطلاحات کے متجاوب ہیں :—

ابتدائی سُرخ حرارت	تقریباً	°۵۲۵
تاریک سُرخ حرارت	"	°۷۰۰
شوخ سُرخ حرارت	"	°۹۵۰
زرد حرارت	"	°۱۱۰۰
ابتدائی سفید حرارت	"	°۱۳۰۰
سفید حرارت	"	°۱۵۰۰

تیز خود پرور کیمیائی تعامل اور اُس کی ابتدائے حدوث کے وسائل :—

جب لکڑی کے ایک سِرے کو آگ دکھا دی جاتی ہے اور وہ سِرا جلنے لگتا ہے تو اِس تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اِس مقام کے قُرب و جوار کی لکڑی کی تپش کو بڑھاتی جاتی ہے یہاں تک کہ اِن حِصّوں کے کیمیائی تعامل کی رفتار بھی اُس حِصّہ کے کیمیائی تعامل کی رفتار کے برابر ہو جاتی ہے جو ابتداءً جلایا

گیا تھا۔ اور اِس طرح آخرِ کار تمام لکڑی شعلہ کی شکل میں بھڑک اُٹھتی ہے۔ اب اگر ہوا کا تیز جھونکا شعلہ پر آئے تو سرد ہوا کی افراط لکڑی کی تپش میں اور اُس گیس کی تپش میں جو لکڑی سے نکل رہی ہے، یک بہ یک تنزل پیدا کر دیتی ہے۔ اور کیمیائی امتزاج کی تیزی موقوف ہو جاتی ہے۔ پانی کو اِس اعتبار سے طبعاً ہوا کی بہ نسبت زیادہ موثر ہونا چاہیئے۔

کیمیائی تعامل میں حصہ لینے والے مادوں کا اُس تپش پر رہنا جو تعامل کی تُندی کے لئے ضروری ہے، ایک طرف تو اِس بات پر موقوف ہے کہ تعامل سے کتنی حرارت نمودار ہوتی ہے اور دوسری طرف اُسے اِس بات پر موقوف ہونا چاہیئے کہ ایصال و اشعاع سے نقصانِ حرارت کیا ہے۔ اگر ایصال و اشعاع سے بہت سی حرارت منتشر ہو رہی ہو تو تعامل کی تُندی کو برقرار رکھنے کے لئے اِس سے زیادہ مقدار میں حرارت کی پیدائش لازم ہے۔ مثلاً جب لوہے اور آکسیجن میں کیمیائی امتزاج ہوتا ہے تو اِس قدر حرارت پیدا ہوتی ہے کہ اِن مادوں کو تپشِ اشتعال پر رکھنے کے لئے کفایت کرتی ہے اور اِس پر بھی اُس کا اچھا خاصا حصہ اشعاع کے لئے بچا رہتا ہے۔ لیکن لوہا جب ہوا میں رکھا ہوتا ہے تو چونکہ ہوا میں چار خمس نائیٹروجن ہے اِس لئے ابتداءً لوہے کو صورتِ بالا کے مقابلہ میں صرف ایک خمس آکسیجن میسر آتی ہے۔ پھر اِس کے گرداگرد آکسیجن کے صرف ہوتے جانے سے نائیٹروجن کا تناسب بڑھتا جاتا ہے اور لوہے کو اِس سے بھی کمتر آکسیجن میسر آتی ہے۔ علاوہ بریں یہ نائیٹروجن بھی جیز تعامل میں ہوتی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ یہ بھی اُسی تپش پر پہنچ جائے جو لوہے کے جلانے کے لئے لازم ہے۔ اور یہ تپش غالباً ۲۰۰۰° ہے۔ پھر ظاہر ہے کہ لوہے اور آکسیجن کے تعامل سے پیدا

ہونے والی حرارت کا کچھ حصّہ اِدھر بھی صَرف ہوتا ہے۔ نتیجہ اِس کا یہ ہے کہ تعامل میں روک پیدا ہو جاتی ہے اور لوہا اِتنی سُرعت کے ساتھ آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتا کہ تعامل کی پیدا کی ہوئی حرارت سے وہ تمام چیزیں جو حیّزِ تعامل میں ہیں تپشِ مذکور پر پہنچ جائیں۔

وہ چیزیں جو حرارت کی ناقص مُوصِل ہیں اُن کی حالت لوہے سے بہتر رہتی ہے۔ چنانچہ لکڑی، موم بتّی اور اِسی قسم کی اَور چیزیں، ہوا میں جلتی رہتی ہیں۔ اور لوہا نہیں جلتا۔ سفوف شدہ لوہا البتہ ہوا میں جل سکتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اِس حالت میں بہ اضافتِ وزن، لوہے کے ذرّات کی، مقابلۃً زیادہ وسیع سطح، ہوا کے سامنے کُھلی رہتی ہے۔ اور اِس طرح لوہے کو آکسیجن کی زیادہ مقدار میسّر آجاتی ہے۔

اِس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ یہاں ہم صِرف اُس حرارت کا ذکر کر رہے ہیں جو "تند" حرارت زائے کیمیائی تعامل، کی ابتدا کے لئے ضروری ہے۔ اِس حرارت کو، اُس حرارت کے ساتھ، خلط نہ کرنا چاہیئے جو تعامل کے دَوران میں پیدا ہوتی ہے۔ تعامل کے دَوران میں پیدا ہونے والی حرارت عموماً بہت زیادہ ہوتی ہے۔

اِس قسم کے تعامل کی ابتداء کے لئے جو حرارت درکار ہے اُس کی مقدار تجربہ کے حالات و شرائط کے بموجب بدلتی رہتی ہے۔ چنانچہ شروع میں مادّہ کا، جتنا حِصّہ گرم کیا جاتا ہے اُس کی وسعت کو گھٹا کر اور اِس حِصّہ کو حرارت کے حمل و اشعاع سے محفوظ رکھ کر اِس حرارت کی مقدار کو ہم جہاں تک چاہیں کم کر سکتے ہیں۔ مثلاً اکثر حالتوں میں اِمالی چکّر کا پیدا کیا ہوا ایک شرارۂ وحید ہی کیمیائی تعامل کی ابتدا کر دینے کے لئے کافی ہوتا ہے۔

لیکن وہ حرارت جو خود تعامل سے پیدا ہوتی ہے اُس

کی مقدار ہر تعامل کے لئے معین ہے۔ اور صرف اشیائے متعاملہ کی نوعیت اور اُن کی مقدار پر موقوف ہے۔

وہ تعامل جن میں حرارت پیدا نہیں ہوتی بلکہ اُلٹی جذب ہوتی ہے اُن کا حال جداگانہ ہے۔ اِس قسم کے تعاملوں میں حرارت کی معین اور بہت سی مقدار بہم پہنچانا پڑتی ہے اور جب اِس اہتمام میں فرق آجاتا ہے تو تعامل فوراً موقوف ہو جاتا ہے۔

اِس بحث کے ضمن میں دو اصطلاحیں بھی ذہن نشین کرلو:-

وہ تعامل جس میں حرارت پیدا ہوتی ہے اُسے کیمیا کی زبان میں حرارت زائے کیمیائی تعامل کہتے ہیں۔ اور جس تعامل میں حرارت جذب ہوتی ہے وہ حرارت خوار کیمیائی تعامل کے نام سے یاد کیا جاتا ہے۔

خود پرور کیمیائی تعامل کی ابتداء کا وسیلہ صرف گرم کرنا ہی نہیں۔ چنانچہ دیا سلائی کے سرے پر جو اشتعال پذیر مادہ ہوتا ہے وہ مشتعل ہو جانے کی بہت کچھ قابلیت رکھتا ہے۔ لیکن اِس پر بھی اُس کا یہ حال ہے کہ معمولی تپشوں پر نہایت سستی سے مستحیل ہوتا ہے۔ اور اِس لئے دیا سلائی سالہا سال تک کارگزاری کے قابل رہتی ہے۔ دیا سلائی کے جلانے کے لئے عموماً مادۂ مذکور کے ذرا سے حصہ میں رگڑ سے تُند تموّج پیدا کر دیا جاتا ہے۔ اور اِسی سے تیز تعامل کی ابتداء ہو جاتی ہے۔ پھر اِس تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ بہت جلد تمام مادہ کو مشتعل کر دیتی ہے۔

دھماکو رُوئی کے دھماکے کا بھی یہی حال ہے۔ اِس کے ساتھ یہ انتظام کر دیا جاتا ہے کہ ضرورت کے وقت گُدازندہ تیز چوٹ سے متاثر ہو۔ پھر اِسی سے دھماکو رُوئی کے وجود میں تعامل شروع

ہو جاتا ہے - اور وہ تیز دھماکے کے ساتھ مستحیل ہوتی ہے -
اِس مضمون کے ضمن میں ایک خاص نکتہ غور کے قابل ہے - یعنی اِس بحث کے ساتھ اکثر تپش اشتعال کا نام لیا جاتا ہے - اور یہ اصطلاح اپنے مفہوم کے اعتبار سے گمراہ کر دینے والی ہے - چنانچہ اِس سے یہ احتمال پیدا ہوتا ہے کہ احتراق کی ابتداء کے لئے کوئی خاص تپش معیّن ہے - لیکن اِس بات کو بُھولنا نہ چاہیئے کہ احتراق کی پیدائش کے کئی اسباب ہیں اور اِن اسباب میں تپش صِرف ایک سبب کا حکم رکھتی ہے - مثلاً باریک پِسا ہؤا لوہا آہنی تار کی بہ نسبت پست تر تپش پر جلنے لگتا ہے - اور یہ واقعہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ لوہا جب سفوف کی شکل میں ہوتا ہے تو دُوسری شئے متعامل یعنی آکسیجن کے سامنے آنے کے لئے اُس کی زیادہ سطح پیدا ہوجاتی ہے - سیسا اگر اِنقسام کی اُس نازک حد تک پہنچا ہؤا ہو جس حد پر اُسے لیڈ پائیروفورس کہتے ہیں تو وہ کمرہ کی معمولی تپش پر بھی جل اُٹھتا ہے - پھر اِسی مضمون کے دُوسرے پہلو پر بھی غور کرو کہ اگر آکسیجن کا دباؤ ایک کُرۂ ہوائی سے کمتر ہو تو دھاتی تار کو جلانے کے لئے دباؤ کی طبیعی حالت کے مقابلہ میں بلند تر تپش پر پہنچانا پڑتا ہے - میتھائیل الکوہل (Methyl alcohol) کے بخار میں ہوا ملی ہو تو اِس آمیزہ میں احتراق پیدا کرنے کے لئے آمیزہ کو سُرخ حرارت سے بھی بلند تر تپش پر پہنچانا پڑتا ہے - اور اگر اِسی آمیزہ میں کوئی تماسی عامل مثلاً پلاٹینم (Platinum) کا باریک تار موجود ہو تو آمیزہ معمولی سی حرارت سے جل اُٹھتا ہے - اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ جن اسباب کے ماتحت احتراق کی ابتداء ہوتی ہے اُن میں تپش کے علاوہ ٹھوس مادہ کی طبیعی حالت، گیس یا بخار کا دباؤ، تماسی عامل کا وجود

یا فقدان، اور تماسی عامل کی نوعیت، بھی شامل ہیں - اِس لئے جب تک باقی اسباب کی تعیین نہ ہو جائے اُس وقت تک ہم تعیناً یہ نہیں کہہ سکتے کہ تپشِ اشتعال سے کیا مُراد ہے - واقعہ یہ ہے کہ ابتدائے احتراق کے اسباب متعدد ہیں - یہ اسباب اپنی اپنی ذات میں تغیر پذیر بھی ہیں - اور تپش اِن میں سے صِرف ایک ہے -

طبعزاد احتراق

کبھی کبھی سُست آکسیڈیشن (Oxidation) ترقی پاکر احتراق کی شکل بھی اختیار کر لیتا ہے - اِس شکل میں اِسے مادّہ کا طبعزاد احتراق کہتے ہیں - اِس واقعہ کی حقیقت ذہن نشین کرنے کے لئے اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ کسی مادّہ، مثلاً لوہے کی کوئی معیّن مقدار جب آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاکر کوئی خاص آکسائیڈ (Oxide) پیدا کرتی ہے تو یہ تعامل تیز ہو یا سُست، اِس کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مجموعی مقدار ہر حالت میں وُہی رہتی ہے - اگر تعامل سُست ہو اور مادّہ جو آکسیڈائیز (Oxidise) ہو رہا ہے وہ ہوا کے لئے آزادانہ کُھلا ہُوا ہو تو ظاہر ہے کہ ہوا، تعامل کی پیدا کی ہوئی حرارت سے، گرم ہوتی جائیگی ۔ اور اِس حرارت کو کیمیائی تعامل کے حیز سے اُڑا لے جائیگی - پھر اِس کا نتیجہ یہ ہوگا کہ تپش میں کوئی خاص ترقی محسوس نہ ہو سکیگی - لیکن اگر مادہ، خشک گھاس یا چیتھڑوں کی طرح، حرارت کے ایصال میں ناقص ہو اور اُسے صِرف اِتنی ہوا میسّر آئے جو آکسیڈیشن (Oxidation) کے لئے تو کافی ہو لیکن حرارت کو اُڑا لے جانے کے لئے کفایت نہ کر سکتی ہو تو اِس صورت میں ممکن ہے کہ حرارت جمع ہوتی جائے

اور آخرِ کار مادّہ کی تپش اُس حد تک پہنچ جائے جس حد پر پہنچ کر اِس مادہ کا احتراق شروع ہو جاتا ہے - چنانچہ :—

خُشک گھاس کے بڑے بڑے تودوں میں کبھی کبھی اِس قسم کے واقعات پیدا ہو جاتے ہیں۔

روغنوں کے بنانے میں جو چیتھڑے استعمال کئے جاتے ہیں وہ جب تیل (السی کا تیل اور تارپین) سے تربتر، ڈھیر کی شکل میں رکھ دئے جاتے ہیں تو اِن چیتھڑوں کو بھی کبھی کبھی آگ لگ جاتی ہے - اِس واقعہ کی اصلیت یہ ہے کہ اِن چیتھڑوں کا تیل اپنے "خشک ہونے" کے دَوران میں ہوا کی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاکر سخت بیروزی مادّہ میں بدلتا ہے۔ اور چیتھڑے چونکہ حرارت کے ایصال میں ناقص ہیں اِس لئے وہ آخرِکار اِس تعامل سے یہاں تک گرم ہو جاتے ہیں کہ اُن میں آگ لگ جاتی ہے۔ چنانچہ اِس قسم کے حوادث سے بچنے کے لئے تیل سے "بھیگے ہوئے" چیتھڑے یا تو جلا کر ضائع کر دئے جاتے ہیں اور یا دھات کے بند صندوق میں رکھ دئے جاتے ہیں۔

جہازوں کے اندر کوئلے کے ذخیروں میں بھی اِسی طرح کبھی کبھی آگ لگ جاتی ہے - یعنی کوئلے کے سُست آکسیڈیشن (Oxidation) سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ جمع ہوتے ہوتے اِس حد پر پہنچ جاتی ہے کہ کوئلہ جل اُٹھتا ہے۔

۲- کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینے کے اَور وسائل-

جب تپش مستقل رہتی ہے تو اِس صورت میں بھی بعض حالتوں میں کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینا ممکن ہے - یعنی تپش کے علاوہ، حالات و شرائط کے اَور تغیرات بھی ہیں جن سے کیمیائی

تعامل کے تیز کر دینے میں یا اُس کی رفتار کو تیزی سے ہٹا کر اعتدال پر رکھنے میں کام لیا جا سکتا ہے۔ اِس اجمال کی تفصیل حسبِ ذیل ہے :-

(ا) ارتکاز کا تغیر

حالات و شرائط کے تغیرات جو کیمیائی تعامل کی رفتار پر مؤثر ہوتے ہیں اُن میں تپش کے بعد سب سے زیادہ اہم اشیائے متعاملہ کے ارتکاز کا تغیر ہے۔ خالص آکسیجن اُس آکسیجن کے مقابلہ میں یقیناً زیادہ عامل ہے جو ہوا میں نائیٹروجن کے ساتھ مِلی ہوئی ہے۔ ہوا کی شکل میں آکر آکسیجن کی عاملیت کا کمزور ہو جانا آکسیجن کے ارتکاز ہی کے تغیر کا نتیجہ ہے۔ ایک کرۂ ہوائی کے دباؤ میں رکھی ہوئی خالص آکسیجن کے ارتکاز کو اگر اِکائی مان لیا جائے تو ہوا میں کی آکسیجن کا ارتکاز تقریباً صرف ۰٫۲ ہے۔ اور جب باقی تمام حالات یکساں ہوں تو شئے متعامل کی رفتارِ تعامل اُس کے ارتکاز کی متناسب ہونا چاہیئے۔ اِس لئے ہوا کی آکسیجن کی عاملیت اِسی نسبت سے کمزور ہوگئی ہے یہ دعویٰ ایک امرِ واقعہ ہے اور اِس کی صداقت میں شک و شبہ کی کوئی گنجائش نہیں۔ یہ ظاہر ہے کہ کیمیائی تعامل کے نتیجہ کی رفتارِ پیدائش کی تعیین میں اِس واقعہ کو بھی بہت کچھ دخل ہونا چاہیئے کہ ایک شئے متعامل کو دُوسری شئے کے ہر حصّہ تک رسائی کا کتنا موقع ہے۔ اور اگر باقی تمام حالات یکساں رہیں تو اِس رسائی کا موقع یقیناً اُس کثافت پر موقوف ہونا چاہیئے جو شئے متعامل کو حیزِ تعامل میں حاصل ہے۔

شئے متعامل اگر گیس ہے تو اُس کا اِرتکاز اُس کے جُزئی دباؤ سے محسوب ہوتا ہے۔ چنانچہ بہت بلند مقامات پر چراغ بخوبی نہیں جلتے کیونکہ وہاں آکسیجن بہت رقیق ہے۔ دُوسری طرف

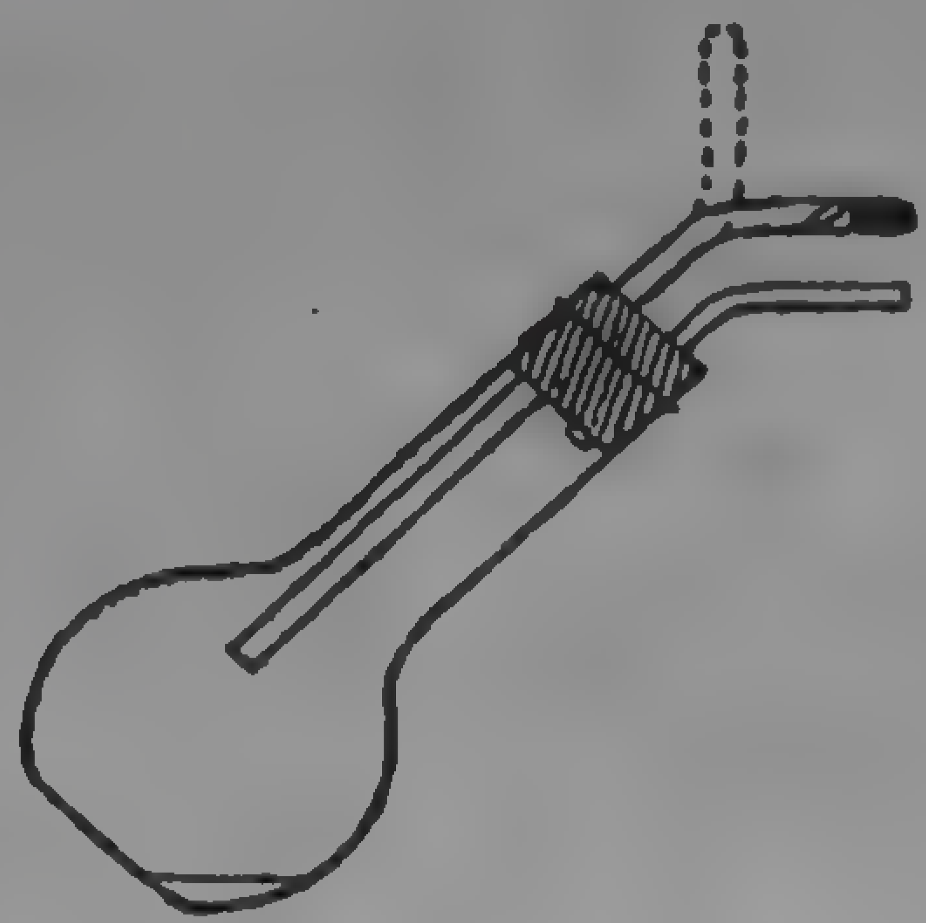
مایع ہوا کا یہ حال ہے کہ اُس میں آکسیجن نہایت مُرتکز ہو جاتی ہے اس لئے جب جلتا ہُوا کوئلے کا سفوف مایع ہوا میں ڈالا جاتا ہے تو اتنا تیز تعامل ہوتا ہے کہ دھماکا ہو جاتا ہے۔ حالانکہ معمولی ہوا میں کوئلہ صرف دھیما دھیما سا جلتا ہے۔ اسی طرح جب ۵۰۰° تپش پر رکھے ہوئے بیریم آکسائیڈ (Barium oxide) کو چھوتی ہوئی آکسیجن پر بہت سا دباؤ ڈالا جاتا ہے اور اِس طرح اُس کو کثیف کر دیا جاتا ہے تو آکسیجن اِس آکسائیڈ کے ساتھ ترکیب کھا کر اِسے ڈائی آکسائیڈ (Dioxide) میں تبدیل کر دیتی ہے۔ اور جب دباؤ کم کر دیا جاتا ہے تو آکسیجن پھر آزاد ہو جاتی ہے۔

(ب) حاملانہ یا تماسی عمل

جب کوئی غیر چیز، تپش میں کسی قسم کا تغیر پیدا ہونے کے بغیر، اشیائے متعاملہ کی رفتارِ تعامل کو اِس طرح تیز کر دیتی ہے کہ اُس کی اپنی ذات میں کوئی مستقل تغیر پیدا نہیں ہوتا۔ اور وہ بظاہر محض اپنی موجودگی ہی سے یہ اثر پیدا کرتی ہوئی معلوم ہوتی ہے، تو اِس کے عمل کو حاملانہ عمل یا تماسی عمل کہتے ہیں۔ اور اِس فعل کا نام حملان ہے۔ اِس طرح عمل کرنے والی چیز اپنے عمل کے دَوران میں حامل کہلاتی ہے۔

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی تحلیل کو مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) اِسی عمل سے تیز کرتا ہے۔ چنانچہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) جب ایسی صُراحی میں رکھ کر جو شکل ۳ کی طرح نکاس نلی سے مرتب کر دی گئی ہو اِس احتیاط سے پگھلایا جاتا ہے کہ وہ اپنے نقطۂ اِماعت (۳۵۱°) سے زیادہ گرم نہ ہونے پائے تو اِس تپش پر آکسیجن کے اخراج کا شاید ہی کوئی شائبہ محسوس ہوتا ہے۔ اب اگر مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کے سفوف سے بھرا

ہوُا پتلے شیشہ کا جوفہ اِس پگھلے ہوئے مادہ میں ڈال کر توڑ دیا جائے تو اِس مادّہ کی تحلیل اتنی تیز ہو جاتی ہے کہ بہت سی آکسیجن نکلنے لگتی ہے - اور تعامل کے ختم ہو جانے کے بعد قفل سے مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) بجنسہٖ غیر متغیر حاصل ہو سکتا ہے -



شکل ۲۵

جیسا کہ پہلے بیان ہو چکا ہے مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کا اپنا یہ حال ہے کہ گرم کرنے سے وہ بھی آکسیجن دیتا ہے لیکن اِس کی تحلیل کا یہ عالم ہے کہ ۲۰۰° پر بھی کچھ قابلِ احساس نہیں ہوتی- آکسون (Oxone) میں ہمیشہ کیوپرس ہائیڈر آکسائیڈ (Cuprous hydroxide) کے شائبے پائے جاتے ہیں- اور یہ شائبے پانی اور سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) کے تعامل کو تیز کر دیتے ہیں -

بہت سے کیمیائی تعاملوں کے متعلق یہ بات دریافت ہو چکی ہے کہ اُن کی رفتار جو بظاہر طبعی رفتار معلوم ہوتی ہے، حقیقت میں آبی بخارات کے شائبوں کی موجودگی کا نتیجہ ہے - چنانچہ بہت سے عناصر کا یہ حال ہے کہ بہت کچھ گرم کرنے پر بھی اُن میں، بخوبی خشک کر دی ہوئی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھانے کا کوئی رُجحان محسوس نہیں ہوتا- اور پھر رطوبت کا ذرا سا شائبہ داخل کر دینے پر وہ یک بہ یک جلنے لگتے ہیں - اِس بنا پر پانی کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ وہ بھی حاملانہ عمل کرنے والی چیزوں میں شامل ہے -

لہ دھماکے سے بچنے کے لئے، جوفہ کو توڑنے سے پہلے صُراحی کو احتیاطاً تولیہ میں لپیٹ دینا چاہیے۔

چند مثالیں ایسی بھی ہیں جن میں عاملات کا عمل، کیمیائی تعامل کو سُست کر دیتا ہے۔ مثلاً کسی سلفائیٹ (Sulphite) کے محلول میں تھوڑا سا بنزائیل الکوہل (Benzyle alcohol) یا ذرا سا میناٹیٹ (Mannite) مِلا دیا جائے تو سلفائیٹ (Sulphite) کو ہوا اُس تیزی سے آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں کرتی جس سے کہ وہ معمولی حالت میں کرتی ہے۔ اِس سے ظاہر ہے کہ حملان مثبت بھی ہے اور منفی بھی۔

(ج) حل

اشیائے متعاملہ جب محلول کی شکل میں لی جاتی ہیں تو اکثر حالتوں میں اِس صورت میں بھی اُن کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ مثلاً سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کے محلول میں جب سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول ملایا جاتا ہے تو یہ چیزیں فوراً تعامل کرتی ہیں۔ اور اگر یہ چیزیں خشک ہوں اور ہاون میں باہم مِلا کر رگڑی جائیں تو گھنٹوں کی محنت کے بعد بھی اُن کا بہت سا حصّہ تغیر سے بچا رہتا ہے۔ گرم کرنے سے بھی اِن پر اِتنا تیز اثر پیدا نہیں ہو سکتا۔ اِس واقعہ کی حقیقت یہ ہے کہ محلول کی شکل میں اشیائے متعاملہ کے ذرّات ایک دُوسرے سے بخوبی اقتراب حاصل کر سکتے ہیں۔ آگے چل کر تم دیکھو گے کہ کیمیائی تعاملوں کے احداث میں یہ تدبیر کتنی کثرت سے کام آتی ہے۔ پھر اِس کی کارگزاری کا اندازہ بھی بخوبی ہو سکیگا۔

حرکیمیا

مادّہ کو جب کیمیائی تغیر لاحق ہوتا ہے تو مادہ کی قابلِ حصول توانائی، عموماً حرارت کی شکل میں نمودار ہوتی ہے اور اکثر حالتوں

میں اِس حرارت کے اکتساب سے نہایت مفید، اور مطالب خیز نتائج مترتب ہو سکتے ہیں۔ اِس لئے مناسب ہوگا کہ آکسیجن کے بعض تعامل اِس اعتبار سے بھی دیکھ لئے جائیں۔

جن کیمیائی تعاملوں کا مطالعہ حرارت کے اعتبار سے منظور ہوتا ہے وہ عموماً کسی نہ کسی حرارہ پیما میں ترتیب دیئے جاتے ہیں اور حرارہ پیما میں پانی استعمال کیا جاتا ہے۔ تعامل کے دوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اِس پانی کی تپش بڑھا دیتی ہے۔ اور پھر تپش کی ترقی سے حرارت کی مقدار پر بخوبی استدلال ہو سکتا ہے۔ جب آکسیجن کی سی گیسوں کا مطالعہ مقصود ہوتا ہے تو یہ گیسیں پلاٹینم (Platinum) کے بند جوف میں رکھی جاتی ہیں۔

حرارت کی وہ مقدار جو ۵ء۱۴ پر ایک گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کی ترقی کر دیتی ہے اُسے علمی زبان میں حرارہ کہتے ہیں۔ اِس اعتبار سے حرارت کی وہ مقدار جو ۲۵۰ گرام پانی کی تپش کو ۱° بڑھا دیتی ہے اُس کو ۲۵۰ حرارے سمجھنا چاہیئے۔ اور ۲۰ گرام پانی کی تپش کو ۵° بڑھا دینے کے لئے جتنی حرارت درکار ہے اُس کی مقدار ۱۰۰ حرارہ ہونی چاہیئے۔

طبیعیات میں تو مقدارِ مادہ کی اِکائی گرام ہے لیکن حر کیمیا کے لئے سہولت اِس بات میں ہے کہ اِکائی اُس مقدار کو تصور کیا جائے جسے کسی چیز کا ضابطہ تعبیر کرتا ہے۔ پھر اِس اعتبار سے کاربن کی حرارتِ احتراق سے وہ حرارت مُراد ہوگی جو ۱۲ گرام کاربن (کوئلے) کے ساتھ ۳۲ گرام آکسیجن کے ترکیب کھانے سے پیدا ہوتی ہے۔ اور یہ حرارت ۹۷،۶۰۰ گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کی ترقی پیدا کر دینے کے لئے کافی ہے۔ کیمیا کی زبان میں اِس واقعہ کے لئے حسبِ ذیل طرزِ بیان اختیار کیا جاتا ہے:۔

$$C+2O \rightarrow CO_2+97,600 \text{ حرارہ}$$

دوسرے لفظوں میں یوں سمجھو کہ ایک کِلو گرام (Kilogram) پانی کی تپش کو ۰ سے نقطۂ جوش تک بڑھا دینے کے لئے نصف اونس سے بھی کمتر کاربن کا احتراق درکار ہے۔

یہ امر واقعہ ہے کہ جب کیمیائی اشیاء کی معیّن مقداروں کو کیمیائی تغیر لاحق ہوتا ہے تو ہمیشہ اور ہر حال میں اُتنی ہی حرارت نمودار یا جذب ہوتی ہے جتنی کہ کسی خاص حالت میں ہو سکتی ہے، بشرطیکہ تجربہ کے شرایط یکساں ہوں اور کیمیائی تغیر بھی وہی ہو۔ اِس حرارت کی مجموعی مقدار پر کیمیائی تعامل کے احداث کی رفتار کا کوئی اثر نہیں ہوتا۔

بظاہر یہ امر مستبعد معلوم ہوتا ہے کہ لوہے کی زنگ آلودگی کے دوران میں بھی حرارت پیدا ہوتی ہے۔ لیکن اگر لوہے کی بہت سی کیلیں زنگ آلود ہو رہی ہوں اور اُن میں نازک تپش پیما رکھا ہو تو وہ اِس بات کا بخوبی پتہ دے سکتا ہے کہ اِن کیلوں کا ڈھیر اپنے گرد و نواح کی اشیاء کی بہ نسبت بلند تر تپش پر ہے۔ جیسا کہ ہم پہلے بیان کر چکے ہیں وہ چیزیں جو حرارت کی ناقص موصل ہیں اُن میں عموماً "یک بہ یک مشتعل ہو جانے" کا رجحان پایا جاتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اُن کے آکسیڈیشن سے رفتہ رفتہ جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ جمع ہوتی رہتی ہے۔ چنانچہ تیل سے بھیگے ہوئے چیتھڑے اور نامکمل طور پر خشک کی ہوئی گھاس وغیرہ اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ ہمارے اپنے جسموں کی گرمی بھی ایک حد تک اِسی واقعہ کا نتیجہ ہے۔

بقائے توانائی کا کُلیہ علم کیمیا کی ایک مسلم صداقت ہے۔ اِس کے رُو سے ظاہر ہے کہ جب کسی کیمیائی تعامل کا تعاکس ممکن ہوتا ہے تو اِس تعامل سے جتنی حرارت نمودار ہوتی ہے اُتنی ہی حرارت بہم پہنچا دینے سے کیمیائی تغیر کو سمتِ مخالف میں اُلٹ جانا چاہیئے۔ اِس طور پر جو حرارت بہم پہنچائی جاتی ہے وہ محض اُس کیمیائی توانائی کے اعادہ میں صرف ہوتی ہے جو اشیائے متعاملہ کے اُس ابتدائی نظام کی

تکوین کے لئے ضروری ہے - مثلاً جب پارے اور آکسیجن کے ایک ایک کیمیائی اکائی وزن باہم ترکیب کھاتے ہیں تو حرارت کے ۶۰۰ ، ۳۰ حرارے نمودار ہوتے ہیں :—

$$Hg + O \rightleftharpoons HgO + 30,600 \text{ حرارہ}$$

اور مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کے ایک وزن ضابطہ کی تحلیل کے لئے بھی اتنی ہی حرارت مطلوب ہے تاکہ آزاد پارے اور آزاد آکسیجن کو کیمیائی توانائی کی وہ مقدار میسّر آجائے جو ان کی آزادی کے لئے لازم ہے۔

دار التجربہ میں حرارت کے جو ماخذ میسّر آسکتے ہیں اُن سے تمام کیمیائی تغیرات کا متعاکس کر دینا عملاً ممکن نہیں۔ اس میں شک نہیں کہ چھوٹے سے پیمانہ پر حادث ہونے والے کیمیائی تعامل سے جتنی حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مساوی حرارت کا بہم پہنچا دینا کچھ مشکل نہیں۔ لیکن اس کے علاوہ کچھ اَور بھی ضروری ہے یعنی یہ بہم پہنچائی ہوئی حرارت، اِس انداز پر ہونی چاہیئے کہ اس سے ایک خاص درجہ کی تپش میسّر آجائے ورنہ وہ کوئی اثر پیدا نہیں کر سکتی - مثلاً کیلسیئم (Calcium) اور آکسیجن کے ترکیب کھانے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مقدار ایسے حدود کے اندر اندر ہے کہ بہ آسانی اُس کی تخمین ہو سکتی ہے :—

$$Ca + O \leftarrow CaO + 131,000 \text{ حرارہ}$$

اور کیلسیئم آکسائیڈ (Calcium oxide) کے لئے یہ حرارت تو کیا اس سے بہت زیادہ کا بہم پہنچا دینا بھی کچھ مشکل نہیں - اور اِس پر بھی حال یہ ہے کہ یہ قاعدہ کیلسیئم آکسائیڈ (Calcium oxide) کو تحلیل کر دینے سے قطعاً عاجز ہے - اِس کی وجہ بظاہر صرف یہی معلوم ہو سکتی ہے کہ اِس مطلب کے لئے تپش کا جو بلند درجہ درکار ہے وہ میسّر نہیں آتا۔

اِسی سلسلہ میں یہ بات بھی نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ تیز تحلیل کی پیدائش کے لئے جو تپشیں درکار ہیں اُن کی حدیں بہت وسیع ہیں۔ چنانچہ بعض چیزیں صِرف اِسی حالت میں اپنے حال پر قائم رہ سکتی ہیں کہ اُن کی تپش ۰° سے پست ہو۔ اور جب تپش اِس درجہ سے بڑھ جاتی ہے تو وہ تحلیل ہو جاتی ہیں۔ پھر سونے، اور پلاٹینم (Platinum) کے آکسائیڈز (Oxides) کی طرح بعض چیزیں وہ بھی ہیں کہ اُن کی تحلیل کے لئے صرف ذرا سا گرم کر دینا کافی ہے۔ اور اکثر اشیاء کا یہ عالم ہے کہ برقی قوس کی تپش پر بھی اُن کی تحلیل کا امکان پیدا نہیں ہوتا۔ چنانچہ چُونا (CaO) ایک ایسی ہی چیز ہے۔

جب توانائی، حرارت کی بجائے برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے تو وسعتِ مذکور مقابلۃً نہایت آسانی کے ساتھ اُن وسائل کی سرحد میں آ جاتی ہے جو معمولی طور پر میسّر آ سکتے ہیں۔ چنانچہ کوئی چیز ایسی نہیں جو برقی رَو سے متاثر ہو سکتی ہو اور ۱۰ وولٹ[ہ] یا اِس سے بھی کمتر ق م ب کی رَو اُس کو تحلیل کر دینے پر قادر نہ ہو اور ۱۰۰ وولٹ بلکہ اِس سے بھی زیادہ طاقت کی برقی رَو بہ آسانی تیار ہو سکتی ہے۔ آج کل صنعتی کیمیا میں برقی قواعد کے رواج کو جو عمومیت حاصل ہے وہ ایک حد تک اِسی سہولت کا نتیجہ ہے۔

حرکیمیا کے نہایت اہم اصولوں میں سے ایک، **مجموعی حرارت کے استقلال کا کُلیہ** ہے۔ اِس کی تفصیل یہ ہے کہ اگر اشیاء کا کوئی ایک نظام مختلف مدارج میں سے گزر کر، یا ایک سے زیادہ رستے اختیار کر کے، اشیاء کے کسی دُوسرے نظام میں مستحیل ہو سکتا ہے تو اِن مختلف مرحلوں میں جو حرارتیں پیدا ہوتی ہیں

ہ Volt

یا جذب ہوتی ہیں، اُن کا الجبری مجموعہ ہر حال میں وُہی رہتا ہے جو مستقیم استحالہ میں ہوتا ہے۔ مثلاً بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اُس کے اجزائے ترکیبی کو ضروری تناسبوں میں بلا واسطہ ترکیب دینے سے بھی بنتا ہے اور اِس طرح بالواسطہ بھی بن سکتا ہے کہ پہلے بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium oxide) تیار کرلیا جائے اور پھر اِس میں سے نصف آکسیجن خارج کردی جائے۔ اِن تغیرات میں حرارت کی مقداریں حسبِ ذیل ہونگی :—

بلاواسطہ — $Ba + O \rightarrow BaO + 124,400$ حرارے

بالواسطہ:

(۱) $Ba + 2O \rightarrow BaO_2 + 141.600$ حرارے

(۲) $BaO_2 \rightarrow BaO + O - 17,200$ حرارے

(۳) $Ba + O \rightarrow BaO + 124,400$ حرارے

اب اگر آخری دو ساواتیں (۱) اور (۲) الجبری طور پر جمع کرلی جائیں اور BaO_2 اور O جو مجموعی مساوات کے دونوں پہلوؤں میں مشترک ہیں اُنہیں کاٹ دیا جائے تو کیمیائی تعامل وُہی رہ جاتا ہے جو (۱) میں ہے۔ اور پیدا شدہ حرارت کی میزانِ مستوفی بھی وُہی ۱۲۴،۴۰۰ حرارہ ہے۔

ایسی حالتوں میں اگر مجموعی حرارت ہر حال میں یکساں نہ ہو تو اِس کا نتیجہ یہ ہونا چاہیئے کہ مختلف طریقِ عمل اختیار کرلینے سے ایک ہی چیز کے ایسے مختلف نمونے تیار ہو جائیں کہ اُن میں کیمیائی توانائی کے تناسب مختلف ہوں۔ اور اِس قسم کی بوالعجبی کی پیدائش کا کوئی امکان ابھی تک ہمارے حیطۂ اختیار میں نہیں آیا۔

کیمیائی تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مقدار سے ہم اِس بات کا اندازہ کرسکتے ہیں کہ اشیائے مُتعاملہ کے نظام سے کتنی کیمیائی توانائی حاصل ہو سکتی ہے۔ اور اگر اِس

قسم کے دو نظام نگاہ میں ہوں تو اُن کی قابلِ حصول توانائیوں کا مقابلہ بھی ہو سکتا ہے۔ اِس بناء پر کیمیائی تعاملوں کے دَوران میں پیدا ہونے والی حرارتوں کی مقداروں سے اشیائے متعاملہ کے مختلف نظاموں کی اضافی کیمیائی عاملیتوں کی تخمین میں، اکثر کام لیا جاتا ہے۔ خاص خاص حالتوں میں، جب کہ وہ حالات وشرائط بعینہٖ یکساں ہوتے ہیں جن کے ماتحت اِس قسم کے تعامل حادث ہو رہے ہوتے ہیں، مقابلۂ مذکور کا موقع بخوبی میسّر آسکتا ہے۔

اب سے پہلے کیمیا میں یہ امر تسلیم کر لیا گیا تھا کہ کیمیائی تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اشیائے متعاملہ کی کیمیائی عاملیت کی متناسب ہوتی ہے۔ لیکن اِس مسلمہ کی عمومیت، قابلِ قبول نہیں۔ اِس اجمال کی تفصیل آگے چل کر بیان کی جائیگی۔

اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ حرارت کی پیدائش، یا اُس کا جذب ہو جانا، بذاتِ خود کیمیائی تعامل کی دلیل نہیں۔ چنانچہ طبیعی تغیرات کے ساتھ ساتھ بھی اِس قسم کے واقعات حادث ہوتے ہیں۔ مثلاً پانی کی تبخیر میں حرارت جذب ہوتی ہے۔ اور بخار کی تکثیف میں حرارت پیدا ہوتی ہے۔

مشقیں

۱۔ فاسفورس، کاربن، اور لوہے، کے احتراق کو تعبیر کرنے کے لئے جب کہ احتراق انگیز چیز آکسیجن ہے، مساواتیں مرتب کرو۔

۲۔ جب ۱ گرام سوڈیئم (Sodium) ، آکسیجن میں جلتا ہے تو ۱۰۷ گرام سوڈیئم آکسائیڈ (Sodium oxide) پیدا ہوتا ہے۔ اِس آکسائیڈ کا ضابطہ کیا ہونا چاہیئے؟ تعامل کو مساوات

سے تعبیر کرو۔

۳- فاسفورک (Phosphoric) ایِن تُرشہ کے ساتھ پانی کے تعامل کرنے سے جو مایع پیدا ہوتا ہے اُس مایع کے طبیعی اجزاء کیا ہیں؟ فاسفورِک (Phosphoric) تُرشہ کے اجزائے ترکیبی بیان کرو۔

۴- یہ بات تم کس طرح ثابت کروگے کہ جب پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کے آمیزہ سے آکسیجن تیار کی جاتی ہے تو تجربہ کے ختم ہو جانے کے بعد مینگانیز ڈائی آکسائیڈ غیر متغیر پایا جاتا ہے؟ اِس مطلب کے لئے تم مادّی اشیاء کی کونسی خاصیت سے کام لوگے؟

۵- گندک اور لوہے کے کیمیائی امتزاج سے، اور مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کی تحلیل سے، بحث کرو اور بتاؤ کہ اِن تعاملوں کی ابتداء کس طرح کی جاسکتی ہے اور پھر اُن میں خود پروری کی قابلیت کہاں تک ہے۔

۶- کسی چیز کی حرارتِ نوعی ۰٫۵ ہو تو اُس کے ۵۰۰ گرام کو ۱۵° سے ۳۷° تک پہنچا دینے کے لئے حرارت کے کتنے حرارے درکار ہونگے۔

۷- جب ۱ گرام گندک، سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) میں تبدیل ہوتی ہے تو ۲۲۲۰ حرارے نمودار ہوتے ہیں۔ اِس اعتبار سے گندک کی حرارتِ احتراق کیا ہونی چاہیئے؟

۸- حرکیمیائی مقدّمات، کیمیائی عاملیت کا صحیح معیار نہیں ہیں۔ اِس دعوے کا ثبوت اجمالاً بیان کرو۔

دُوسری فصل

اوزون

OZONE

۱۷۸۵ء میں فان[1] مارُوم برقی مشین سے کام لے رہا تھا کہ اِس نے مشین کے قُرب وجوار میں ایک نئی قسم کی تیز بُو محسوس کی جو ہلکائی کلورین کی بُو سے مشابہ تھی۔ پھر شونبین[2] نے ۱۸۴۰ء میں ثابت کیا کہ یہ بُو ایک ایسی چیز کی بُو ہے جو اپنی متمیز اور مخصوص شخصیت رکھتی ہے۔ اِس چیز کا نام اُس نے اوزون[3] (Ozone) رکھا۔ اور اِس کے حاصل کرنے کے متعدد طریقوں کا اِکتشاف بھی کیا۔

ہوا میں اوزون کی موجودگی نہایت مشتبہ ہے اور بظاہر اِس کا کوئی امکان بھی نظر نہیں آتا کیونکہ یہ چیز بہت غیر قائم ہے۔ ہاں قدرتی یا مصنوعی اُبھرن کے عین قُرب و جوار میں البتہ موجود ہوتی ہے۔

---

[1] Van Marum

[2] Schanbein

[3] یونانی زبان میں اِس لفظ کے معنی "سونگھنے" کے ہیں۔

لیکن وہاں بھی صرف عارضی طور پر۔

اوزون کی بناوٹ

اوزون (Ozone) کی بناوٹ اور اُس کی حقیقت اِس واقعہ سے ایک حد تک واضح اور مبرہن ہو سکتی ہے کہ اوزون، آکسیجن کو گرم کرنے سے بن جاتی ہے۔ اور جُوں جُوں تپش میں ترقی ہوتی ہے اِس کے تعادل کا تناسب، بڑھتا جاتا ہے۔ یہ واقعہ اِس امر کی دلیل ہے کہ اوزون کی خلقت میں حرارت جذب ہوتی ہے۔ چنانچہ

$$3O_2 + 61{,}400 \text{ حرارہ} \rightleftharpoons 2O_3$$

آکسیجن کو گرم کرنے سے جو اوزون پیدا ہوتی ہے آکسیجن میں مختلف تپشوں پر اِس کا، فی صدی تناسب، حسبِ ذیل ہوتا ہے:۔

۱۲۹۶° پر	۱ر۰ فی صدی
۲۰۴۸° پر	۱ر۵۲ فی صدی
۵۰۰۰° پر	۱۰ر۵ فی صدی

اگر آمیزہ آہستہ آہستہ ٹھنڈا ہوتا جائے تو تعامل مذکورۂ بالا متعاکس ہو جاتا ہے اور تپش کے تنزل کے ساتھ ساتھ اوزون کا تناسب گھٹتا جاتا ہے یہاں تک کہ ۳۰۰° پر یا اِس سے کچھ اَور نیچے آکر آکسیجن میں اوزون کی مقدار عملاً صفر ہو جاتی ہے۔ ہاں اگر گیس کو جلد جلد ٹھنڈا کر کے کمرے کی تپش پر پہنچا دیا جائے تو اوزون بیشتر برقرار رہتی ہے۔ کمرے کی تپش پر تعامل مذکور کا تعاکس بہت سُست ہوتا ہے۔

حرارت کے اثر سے اوزون (Ozone) کی پیدائش اِس طرح بآسانی دکھائی جا سکتی ہے کہ برقی رَو سے سفید گرم کیا ہوا پلاٹینم کا تار یا جلتی ہوئی ہائیڈروجن کا ذرا سا پتلا لوکدار شعلہ مایع ہوا کی سطح کے نیچے داخل کر دیا جائے۔ اوزون گرم تار، یا شعلہ، کے قریب پیدا ہوتی

ہے اور جب اِس مقام کو چھوڑتی ہے تو مایع ہوا (-۱۹۰°) کو چھو کر فوراً سرد ہو جاتی ہے۔ چنانچہ حرارت سے جو گیسیں تبخیر ہو کر اُڑتی ہیں اُن میں ۵ را تا ۲ فی صدی اوزون پائی جاتی ہے۔

جب بنسنی مشعل کے شعلہ میں نلی کی باریک سی نوک سے آکسیجن پہنچائی جاتی ہے تو وہاں بھی اَوزون کے کچھ شائبے پیدا ہوتے ہیں اور اِس حد تک پیدا ہوتے ہیں کہ احساس میں آ سکتے ہیں۔

اوزون کی تیاری

ا۔ اوزون (Ozone) کے تیار کرنے کا بہترین قاعدہ یہ ہے کہ مطلوبہ توانائی آکسیجن میں سے برقی موجیں گزار کر مہیا کی جائے۔ اِس مطلب کے لئے شکل ۹ کا آلہ استعمال کیا جاتا ہے۔



شکل ۹

یہ آلہ شیشہ کی دو مشترک المحور نلیوں میں مشتمل ہے۔ آکسیجن (Oxygen) اِن نلیوں کی درمیانی فضا میں سے گزرتی ہے۔ بیرونی نلی کے بیرونی پہلو پر اور اندرونی نلی کے اندرونی پہلو پر قلعی کا ورق چپکا دیا جاتا ہے۔ برقی موجیں اِن ہی ورقوں کو اِمالی چکر کے قطبوں سے جوڑ کر پیدا کی جاتی ہیں۔ آکسیجن اگر خشک اور سرد ہو تو اُس کا ۵ ،۱ فی صدی بآسانی اوزون میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ شیشہ کی جو سطح آکسیجن کے قریب ہوتی ہے وہ ہائیڈروجن فلورائیڈ (Hydrogen fluoride)

کے عمل سے جھیل دی جائے تو اِس سے اوزون کی پیدائش بڑھ جاتی ہے ۔

۲ ۔ ہلکائے سلفیورِک (Sulphuric) تُرشہ کی برق پاشیدگی سے جو آکسیجن (Oxygen) پیدا ہوتی ہے اُس میں اوزون کی بھی خفیف سی مقدار پائی جاتی ہے ۔

۳ ۔ وہ آکسائیڈز (Oxides) جو سلفیورک تُرشہ کے تعامل سے آکسیجن پیدا کرتے ہیں اُن کے ساتھ جب سلفیورک تُرشہ تعامل کرتا ہے تو کچھ اوزون بھی پیدا ہوتی ہے ۔ چنانچہ تعامل

$$2BaO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2BaSO_4 + 2H_2O + O_2$$

سے جو آکسیجن پیدا ہوتی ہے اُس میں اوزون بھی پائی جاتی ہے ۔

۴ ۔ جب فاسفورس (Phosphorus) ہوا میں بالتدریج آکسیڈائیز (Oxidise) ہوتی ہے تو اِس صورت میں بھی کچھ اوزون بنتی ہے ۔ یہاں اوزون کی پیدائش غالباً اُس غیر قائم اشیاء کی تحلیل کا نتیجہ ہے جو تعامل مذکور سے پیدا ہوتی ہیں اور اُن کی ترکیب میں بہت سی آکسیجن داخل ہوتی ہے ۔

۵ ۔ فلورین (Fluorine) اور پانی کے تعامل سے جو آکسیجن (Oxygen) پیدا ہوتی ہے اُس میں پندرہ فی صدی تک اوزون (Ozone) بھی پائی جاتی ہے ۔

اوزون کے طبیعی خواص :—

اوزون نیلے رنگ کی گیس ہے ۔ یہ گیس -۱۱۹° پر جوش کھاتی ہے ۔ اِس لئے جب آکسیجن اور اوزون کا آمیزہ ایک ایسی لانما نلی میں سے گزارا جاتا ہے جو مائع آکسیجن (-۱۸۲٫۵°) میں رکھی ہو تو اوزون مائع بن جاتی ہے ۔ اِس طرح جو گہرے نیلے رنگ کا غیر شفّاف مائع حاصل ہوتا ہے اُس میں صِرف تقریباً ۱۴ فی صدی آکسیجن ہوتی ہے ۔ اور وہ تبخیر سے جُدا کی جا سکتی ہے ۔ جب یہ مائع کشید کیا جاتا

ہے تو آخری حصّہ میں آکسوزون O_4(Oxozone) پائی جاتی ہے ۔ اور واقعہ یہ ہے کہ برقی موجوں کے استعمال سے جو اوزون (Ozone) بنتی ہے وہ ١١ فی صدی، آکسوزون پر مشتمل ہوتی ہے ۔

اوزون میں ایک خاص طرح کی بُو پائی جاتی ہے ۔ جس کی طرف ہم اِس مضمون کے شروع میں اشارہ کر چکے ہیں ۔

آکسیجن کی بہ نسبت اوزون پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے ۔ چنانچہ ١٢° پر ایک کُرۂ ہوائی دباؤ کے ماتحت ١٠٠ حجم پانی میں ٥٠ حجم اوزون حل ہو جاتی ہے ۔ اوزون اگر آکسیجن کے ساتھ ملی ہو تو اُس کی قابلیتِ حل حسبِ قاعدہ اُس کے جُزئی دباؤ کی متناسب ہوتی ہے ۔

اوزون، تارپین اور دیگر عطری تیلوں میں بھی بلا تحلیل حل ہوتی ہے ۔

اوزون کے کیمیائی خواص

اوزون غیر قائم گیس ہے ۔ اگر بہت سی آکسیجن کے ساتھ ملی ہوئی ہو تو البتہ مقابلۃً کسی قدر قیام پذیر ہو جاتی ہے ۔ اِس لئے اِس کی کثافت اور اِس کے وزنِ سالمہ کی دریافت صرف بالواسطہ ممکن ہے ۔

اوزون (Ozone) جب برقی موجوں کی توانائی سے سرد آکسیجن میں پیدا کی جاتی ہے تو وہ آہستہ آہستہ تحلیل ہوتی ہے ۔ لیکن تپش کی ترقی سے دیگر تمام تغیرات کی طرح، یہ تغیر بھی تیز ہو جاتا ہے ۔ چنانچہ ٢٥٠° ۔۔۔ ٣٠٠° پر جا کر آکسیجن اور اوزون کے تعادل کا یہ حال ہو جاتا ہے کہ آکسیجن کے مقابلہ میں اوزون کا تقریباً کوئی شائبہ باقی نہیں رہتا ۔ مائع اوزون کبھی کبھی دھماکے کی سی تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتی ہے ۔

اوزون کی پیدائش کے دَوران میں بہت سی توانائی جذب ہوتی ہے ۔ یہ توانائی برقی موجوں سے آتی ہے ۔ اور تیاری کے دُوسرے قاعدوں میں اُن تعاملوں سے حاصل ہوتی ہے جو اوزون پیدا کرنے والے تعامل کے ساتھ ساتھ حادث ہوتے ہیں ۔ چنانچہ

$$O+O_2=O_3-32,400$$ حرارہ

آکسیجن کی بہ نسبت اوزون بہت زیادہ تیز آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے۔ چنانچہ پارے اور چاندی کو بھی آکسیڈائیز کر دیتی ہے حالانکہ آکسیجن اِن پر کوئی اثر نہیں کرتی۔ پارے کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) HgO اور چاندی کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے بِلور پر آکسائیڈ (Silver peroxide) Ag_2O_2 پیدا ہوتا ہے:۔

$$Hg+O_3 \rightarrow HgO+O_2$$
$$2Ag+2O_3 \rightarrow Ag_2O_2+2O_2$$

پارے کے ساتھ اِس کے تعامل کا نتیجہ ایسا نمایاں ہے کہ اِس سے اوزون (Ozone) کے نہایت خفیف سے شائبوں کا بھی سُراغ مِل سکتا ہے۔ چنانچہ پارا اپنی کامل مائیعت کھو دیتا ہے اور جس شیشہ کے برتن میں رکھا ہوتا ہے اُس کی سطح کے ساتھ چمٹ جاتا ہے۔

بعض دھاتوں (مثلاً مینگانیز، چاندی، اور تانبے) کے آکسائیڈز (Oxides)، اوزون کو تحلیل کر دیتے ہیں۔ یہ واقعہ، تحویل اور آکسیڈیشن (Oxidation) کے تواتر کا نتیجہ ہے۔ اور دھاتی آکسائیڈ آخرِ کار غیر متغیر پایا جاتا ہے۔ مثلاً

$$CuO+O_3 \rightarrow Cu+2O_2$$
$$Cu+O_3 \rightarrow CuO+O_2$$

اوزون کی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) طاقت اِس کے سالمہ کی ناقیام پذیری کا نتیجہ ہے۔ اِس کی ناقیام پذیری کے باعث اِس سے آکسیجن کا ایک جوہر جُدا ہو جاتا ہے اور معمولی آکسیجن کا سالمہ باقی رہ جاتا ہے۔

$$O_3=O_2+O$$

آکسیجن کا سالمہ مقابلتاً غیر عامل ہے۔ اور یہ آزاد شدہ جوہر کیمیاءً بہت زیادہ عامل ہوتا ہے۔ اِس لئے اوزون اُن چیزوں کو بھی آکسیڈائیز

کر دیتی ہے جن کو آکسیجن اپنی معمولی حالت میں آکسیڈائیز کر دینے سے قاصر ہے۔

اِن آکسیڈیشن کے عملوں میں گیسی حجم کا کوئی تغیر پیدا نہیں ہوتا۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ آکسیجن کے سالمہ (O_2) کا حجم وُہی ہے جو اوزون کے سالمہ (O_3) کا حجم ہے۔ اور آکسیڈیشن (Oxidation) کا فعل اوزون کے صرف تیسرے جوہر سے سَرزد ہوتا ہے۔

اوزون کی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) طاقت کی چند اور مثالیں بھی قابلِ بیان ہیں۔ چنانچہ اوزون (Ozone) نامیاتی مادہ کو بہت جلد برباد کر دیتی ہے۔ اِس لئے اوزون دار آکسیجن کو معمولی ربڑ کی نلی میں سے گزارنا قرینِ مصلحت نہیں۔ اوزون بہت سے نباتی رنگین مادّوں، اور مصنوعی رنگوں، کا رنگ زائل کر دیتی ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ کاربن (Carbon) کے پیچیدہ مرکبات میں سے اکثر بے رنگ ہیں۔ اِس لئے ذرا سا کیمیائی تغیر بھی رنگ پر بہت کچھ اثر کرتا ہے۔ چنانچہ تغیر کا اثر پیچیدہ سالمہ کے خواہ ایک دو جوہروں پر ہی پڑتا ہو اِتنے سے اثر کی وجہ سے بھی مادہ کا بے رنگ ہو جانا یا کم از کم اِس کے رنگ کی شوخی کا جاتا رہنا، تقریباً یقینی ہو جاتا ہے۔ مثلاً نیل $C_{16}H_{10}N_2O_2$ ایک نباتی رنگ ہے اور وہ مصنوعی طور پر بھی بنایا جاتا ہے۔ جب اِس کے ہلکائے محلول میں سے اوزون (Ozone) شدہ آکسیجن گزاری جاتی ہے تو نیل آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر آئیسیٹین (Isatin) $C_8H_5NO_2$ میں بدل جاتا ہے اور رنگ زائل ہو جاتا ہے۔

ہاتھی دانت، تیلوں، اور موموں کا رنگ کاٹنے میں اور آٹے اور نشاستہ کی تخلیص میں اوزون تجارتی طور پر استعمال کی جاتی ہے۔ پیٹروگراڈ[1]، لِل[2]، اور بعض دیگر مقامات پر پینے کے پانی کو نامیاتی مادہ

---

[1] Petrograd

[2] Lille

سے پاک کرنے میں بھی کام آتی ہے ۔ لیکن اِس مطلب کے لئے رنگ کٹ سفوف کے استعمال میں لاگت کم آتی ہے ۔ اِس سے چڑیا خانوں کے حیوانی مکانوں میں بدبُو کے زائل کرنے میں بھی کام لیا جاتا ہے ۔ اور انسانی بُود و باش کے مکانوں میں اُن جراثیم وغیرہ کے قتل کرنے میں استعمال ہوتی ہے جو گردو غبار کے ساتھ ہوا میں پہنچ جاتے ہیں لیکن اِس مطلب کے لئے گیس کا بہت سا ارتکاز ضروری ہے ۔

اوزون ، لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) PbS کو لیڈ سلفیٹ ($PbSO_4$ (Lead sulphate میں تبدیل کر دیتی ہے ۔ اور پانی کی موجودگی میں پوٹاسیم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) سے آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کرتی ہے :—

$$PbS + 4O_3 = PbSO_4 + 4O_2$$

$$2KI + H_2O + O_3 = 2KOH + O_2 + I_2$$

آکسیڈائیزنگ عوامل
اور
اُن کی عاملیت کی توجیہ

اوزون جب آکسیجن میں بدلتی ہے تو اِس سے بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے ۔ چنانچہ

$$2O_3 \rightleftarrows 3O_2 + 61,400 \text{ حرارہ}$$

اِس لئے ضروری ہے کہ آکسیجن کی بہ نسبت اوزون میں اندرونی توانائی زیادہ ہو ۔ جب یہ حال ہے تو ظاہر ہے کہ کسی چیز کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے کے لئے آکسیجن کی بہ نسبت اوزون کو زیادہ

توانائی بروئے کار لانا چاہیئے۔ پھر آکسیجن کے مقابلہ میں اِس کا زیادہ عامل ہونا امرِ لازم ہے۔ چنانچہ آزاد آکسیجن سردی کی حالت میں نیل کے ساتھ تعامل نہیں کرتی اور چاندی اور پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) پر بھی اِس سے کوئی اثر پیدا نہیں ہوتا۔ اِس کے برعکس اوزون کا یہ حال ہے کہ وہ اِن چیزوں کو بہت جلد آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتی ہے۔

تعامل کی حرارتوں پر غور کرنے سے یہ فرق بخوبی واضح ہو جاتا ہے۔ ذیل کی مساواتوں کو دیکھو :—

$$2O_3 = 2O_2 + (2O) + 61,400$$ حرارہ (۱)

$$C_{16}H_{10}N_2O_2 + (2O) = 2C_8H_5NO_2 + 1,800$$ حرارہ (۲)

$$C_{16}H_{10}N_2O_2 + 2O_3 = 2C_8H_5NO_2 + 2O_2 + 63,200$$ حرارہ (۳)

مساوات (۲) کے رُو سے اگر آکسیجن کے عمل سے نیل کا آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر آئیسیٹین (Isatin) میں بدل جانا ممکن ہو تو اِس صورت میں جو حرارت پیدا ہو سکتی ہے اُس کی مقدار ۱٬۸۰۰ حرارہ ہوگی۔ لیکن جب ہم اوزون سے کام لیتے ہیں تو حرارت کی مقدارِ مذکورہ کے علاوہ وہ حرارت بھی میسّر آ جاتی ہے جو اوزون کی تحلیل (مساوات ۱) سے پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ تمام حرارت جو بالجملہ آزاد ہوتی ہے وہ ۶۳٬۲۰۰ حرارہ (مساوات ۳) ہے اور یہ مقدار اُس حرارت کی مقدار سے ۳۵ گُنا زیادہ ہے جو آزاد آکسیجن کو آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل کے طور پر (مساوات ۲) استعمال کرنے سے میسّر آتی ہے۔

اِسی طرح کے استدلال سے ہم ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے میں آزاد آکسیجن کے مقابلہ میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کی ترجیحی قابلیت کی بھی توجیہ کر سکتے ہیں۔ وہ چیزیں جو آزاد آکسیجن کے مقابلہ میں آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے

کی زیادہ قابلیت رکھتی ہیں اُنہیں ہم آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عوامل کی جماعت میں شامل کرتے ہیں۔

اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ جب اوزون (Ozone) آکسیڈائیزنگ عامل کے طور پر عمل کرتی ہے تو عموماً اِس کے ہر سالمہ کی آکسیجن کے جوہروں میں سے صرف ایک جوہر اِس مطلب کے لئے بروئے کار آتا ہے۔ اور سالمہ کے مابقا سے آکسیجن بن جاتی ہے۔ چنانچہ اوزون کے اِس عمل کی جو مثالیں بیان ہوئی ہیں اُن سے یہ واقعہ بخوبی ظاہر ہے۔

اوزون کی تشخیص

اوزون، پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے ساتھ جو سلوک کرتی ہے اُس سے اوزون (Ozone) کی تشخیص میں کام لیا جا سکتا ہے۔ چنانچہ چیز تعامل میں اگر نشاستہ بھی موجود ہو تو آزاد شدہ آئیوڈین اُس کے ساتھ ترکیب کھا کر گہرے نیلے رنگ کا مرکب پیدا کرتی ہے۔ اور یہ تعامل ایسا نازک ہے کہ اِس سے اوزون کے خفیف سے شائبہ کا بھی پتہ چل سکتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے محلول میں نشاستہ مِلا دیا جاتا ہے اور اِس سے کاغذ تر کر لئے جاتے ہیں۔ جب اِس قسم کا کاغذ ایسی ہوا یا آکسیجن میں رکھا جاتا ہے جس میں اوزون موجود ہوتی ہے تو کاغذ فوراً نیلا ہو جاتا ہے۔

لیکن تشخیص کا یہ قاعدہ صرف اِس حال میں قابلِ اعتماد ہو سکتا ہے جب کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کو تحلیل کر دینے والی کوئی اور چیز موجود نہ ہو۔ مثلاً کلورین (Chlorine)، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide)، نائیٹروجن پر آکسائیڈ (Nitrogen peroxide) اور بعض اور آکسیڈائیزنگ (Oxidising

عوامل بھی پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ سے آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کرتے ہیں ۔ اِس لئے جب اِن میں سے کوئی موجود ہو تو اِس قاعدہ سے اوزون کے وجود پر وثوق کے ساتھ استدلال نہیں ہو سکتا۔
ایسی حالتوں میں ہلکے گلابی رنگ کے لِٹمسی کاغذوں کو پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے محلول سے بھگو کر کام میں لانا چاہیئے۔ اِس صورت میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) لِٹمسی کاغذ کو نیلا کر دیگا۔
تشخیص کے اِس قاعدہ میں صِرف ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ایسی چیز ہے جو مداخلت کر سکتی ہے۔ باقی سب چیزوں کا تعامل بالکل اَور طرح پر ہوتا ہے ۔ مثلاً اگر کلورین موجود ہو تو

$$Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$$

اوزون کی ماہیت

اوزون حقیقت میں آکسیجن ہی کی بدلی ہوئی شکل ہے۔ اِس لئے اِسے آکسیجن کا بہروپ سمجھنا چاہیئے ۔ چنانچہ اوزون کا آکسیجن سے پیدا ہونا اِس امر کی نہایت موثق دلیل ہے ۔ اور پھر اِس کے کیمیائی خواص سے اِس پر مزید شہادت بھی خواطر خواہ قائم ہو سکتی ہے۔

اوزون کی ترکیب

معمولی آکسیجن اور اُس کے بہروپ اوزون (Ozone) کی ماہیت میں صِرف یہ فرق ہے کہ اوزون کا سالمہ تین جوہروں پر مشتمل ہے ۔ اور معمولی آکسیجن کا سالمہ صِرف دو جوہروں سے متشکل ہوتا ہے ۔ اوزون کی ترکیب کے بارے میں یہ نتیجہ کئی ایک تجربوں کے نتائج کی بنار پر مرتب کیا گیا ہے ۔ اِن تجربوں کی تفصیل حسبِ

ذیل ہے :-

۱- جب آکسیجن، برقی موجوں کے زیرِ عمل رکھی جاتی ہے تو اُس کے حجم میں کمی پیدا ہو جاتی ہے۔ یہ واقعہ انڈریوز[1] اور ٹیٹ[2] نے شکل ۱۰ کی سی نلی کے ذریعہ ثابت کیا ہے۔ اُنہوں نے اِس نلی کو خشک آکسیجن سے بھرا اور اس کے مُڑے ہوئے تنگ حصہ میں سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ ڈال دیا کہ آکسیجن نلی سے نکلنے نہ پائے۔ اِسی سے دباؤ کا اندازہ کرنے میں بھی کام لیا۔



شکل ۱۰

جب آلہ اِس طرح مرتب ہو گیا تو اِمالی چکّر کے ذریعہ آکسیجن میں برقی موجیں گزاریں۔ کچھ دیر کے بعد مُڑی ہوئی نلی میں کے تُرشہ نے صاف بتا دیا کہ گیس کا حجم گھٹ گیا ہے۔

اِس کے بعد نلی کو تقریباً ۳۰۰° م تک گرم کیا تو گیس پھر اپنے اُسی ابتدائی حجم پر آ گئی۔ اور اُس میں اوزون (Ozone) کا کوئی شائبہ باقی نہ رہا۔ یہی تجربہ بار بار کر کے دیکھا۔ ہر مرتبہ یہی ثابت ہوا کہ آکسیجن کو اوزون میں تبدیل کرنے سے حجم کم ہو جاتا ہے۔ اور جب اوزون (Ozone) حرارت پہنچا کر معمولی آکسیجن میں تبدیل کر دی جاتی ہے تو حجم پھر اپنی اُسی اصلی حالت پر آ جاتا ہے۔

---

[1] Andrews

[2] Tait

اِس طرح چونکہ آکسیجن کا صرف تھوڑا سا حصّہ اوزون میں تبدیل ہو سکتا تھا اِس لئے یہ تجربہ اِس بات کے معلوم کرنے کے لئے کافی نہ تھا کہ حجم کے تغیر اور آکسیجن کی تبدیل شدہ مقدار میں کیا تعلق ہے۔

۲۔ اب اُسی نلی میں تجربہ سے پہلے شیشہ کا ایک ایسا چھوٹا سا سربمہر جوفہ رکھ دیا جس میں پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کا محلول بھر دیا گیا تھا۔ پھر قاعدۂ مذکور سے آکسیجن کو اوزون (Ozone) میں تبدیل کیا۔ اور حجم کی کمی نگاہ میں رکھ لی۔ پھر اِس کے بعد جوفہ کو توڑ دیا۔ جب پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ کو اوزون نے تحلیل کر دیا اور آئیوڈین (Iodine) آزاد ہو گئی تو گیس کے حجم میں کوئی مزید کمی محسوس نہ ہوئی۔ علاوہ بریں نلی کو ۳۰۰° م تک گرم کر دینے کے بعد ٹھنڈا کر کے اُسی ابتدائی تپش پر لے آنے سے اب پہلے کی طرح گیس کے حجم میں کوئی اضافہ بھی نہ ہُوا۔

اب پوری احتیاط کے ساتھ اِس آئیوڈین (Iodine) کی تخمین کی جو اوزون کے تعامل سے آزاد ہوئی تھی تو پھر مساوات ذیل سے یہ بات بخوبی معلوم ہو سکتی تھی کہ جس آکسیجن نے اِس آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کیا ہے اُس کی واقعی مقدار کیا ہے :-

$$2KI + H_2O + O = I_2 + 2KHO,$$

اِس تجربہ سے یہ نتیجہ مترتب ہُوا کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے ساتھ تعامل کرنے میں جو آکسیجن صرف ہو جاتی ہے اُس کا حجم عین اُس کمی کے برابر ہے جو آکسیجن کو اوزون (Ozone) میں تبدیل کر دینے سے پیدا ہوتی ہے۔

اِن واقعات نے ثابت کر دیا کہ جب اوزون نے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کیا تو اِس اوزون سے جو آکسیجن آزاد ہوئی اُس کا حجم، خود اوزون کے حجم کا مساوی ہے۔ علاوہ بریں اِس سے یہ بھی ثابت ہوگیا کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے تعامل میں جو آکسیجن صرف ہو گئی ہے اُس کا حجم گیس کے حجم کی ابتدائی کمی کے برابر ہے۔

محققین نے اِن واقعات کی یہ توجیہ کی کہ اوزون Ozone کو سالمی ضابطہ O_3 سے تعبیر کرنا چاہیئے۔ پھر اِس اعتبار سے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ اور اوزون کے تعامل کی شکل حسبِ ذیل ہو سکتی ہے:-

$$2KI + H_2O + O_3 = O_2 + I_2 + 2KHO$$

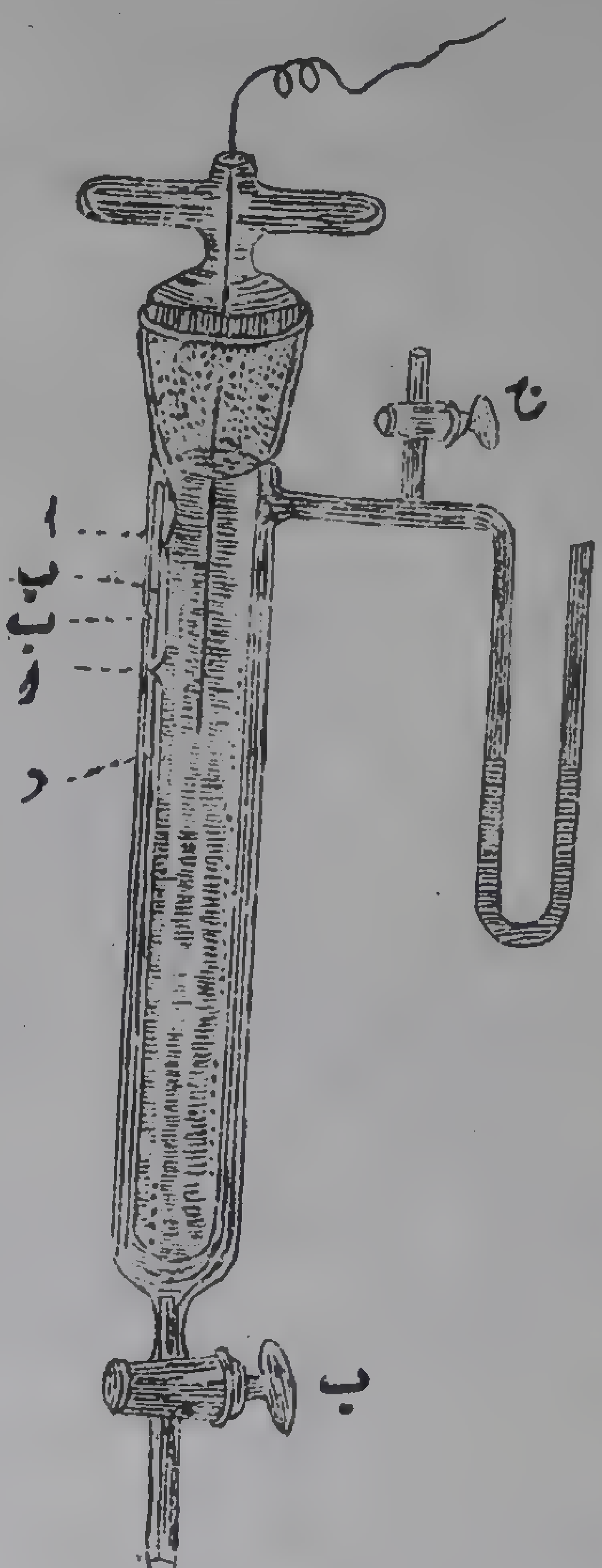
۳- لیکن اِس نتیجہ کی صحت ثابت کرنے کے لئے اِس اُمر کا معلوم ہونا ضروری ہے کہ اوزون کی وہ آکسیجن جو پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے تعامل میں صرف ہو جاتی ہے اور وہ آکسیجن جو اوزون سے آزاد ہوتی ہے اِن دونوں کے حجموں کو ایک دُوسرے سے فی الواقع کیا نسبت ہے۔ یہ ثبوت سورٹ[1] نے بہم پہنچایا۔ اور اِس مطلب کے لئے تارپین[2] کی اِس خاصیت سے استفادہ کیا کہ اِس میں اوزون (Ozone) بلاتحلیل جذب ہو جاتی ہے۔ پھر تحقیقات سے اِس نتیجہ پر پہنچا کہ اوزون دار آکسیجن میں سے اوزون کو تارپین میں جذب کر لینے سے گیس کے حجم میں جو کمی پیدا ہوتی ہے وہ، حجم کے اُس اضافہ سے دو چند ہے جو اوزون دار آکسیجن کو گرم کرنے سے

[1] Soret

[2] Turpentine

پیدا ہوتا ہے۔

یہ واقعہ شکل ۱۱ کے آلہ سے ثابت کیا جا سکتا ہے۔



شکل ۱۱

یہ آلہ جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے ایک ایسی نلی پر مشتمل ہے جس میں طولانی مجوف ڈاٹ لگا دی گئی ہے۔ یہ ڈاٹ تقریباً نلی کے پیندے تک پہنچ جاتی ہے۔ آکسیجن اِس ڈاٹ اور بیرونی نلی کی درمیانی فضاء میں رہتی ہے۔ اور تارپین پتلے سے شیشہ کی سربمہر شعری نلی د میں رکھی جاتی ہے جس کو سنبھالنے کے لئے ڈاٹ اور بیرونی نلی پر چھوٹے چھوٹے دندانے ا اور ب بنا دئیے ہوتے ہیں۔ تجربہ کے دَوران میں آلہ پگھلتے ہوئے یخ میں رکھ دیا جاتا ہے کہ تپش مستقل رہے۔

امالی چکّر کا ایک تار پگھلتے ہوئے یخ کے پانی میں ڈبو دیا جاتا ہے اور دُوسرا تار ڈاٹ کے جوف میں رکھے ہوئے ہلکائے تُرشے میں رہتا ہے۔ جب برقی موجیں گزاری جاتی ہیں تو آکسیجن کا کچھ حِصّہ اوزون (Ozone) کی شکل اختیار کر لیتا ہے جس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ حجم میں کمی پیدا ہو جاتی ہے۔ اِس کمی کا اندازہ اُس پیمانہ سے ہو سکتا ہے جس کا انتظام نلی کے ساتھ کر دیا گیا ہے۔

جب حجم میں کافی کمی ہو جاتی ہے تو برقی موجوں کو روک دیا جاتا ہے۔ اور ڈاٹ اِس طرح ذرا سی پھرا دی جاتی ہے کہ تارپین والی نلی ٹوٹ جائے اور تارپین باہر نکل آئے۔ تارپین اوزون کو جذب کر لیتی ہے۔ اور اوزون (Ozone) کے جذب ہو جانے سے گیس کے حجم میں مزید کمی پیدا ہوتی ہے۔

اگر آلہ صحیح حالت میں ہو اور تجربہ میں پُوری احتیاط ملحوظ رہے تو اِس تجربہ سے یہ نتیجہ مترتب ہوتا ہے کہ حجم کی یہ دُوسری کمی پہلی کمی سے دو چند ہے۔ اِس بناء پر ہم یوں قیاس کر سکتے ہیں کہ اوزون کی پیدائش کے لئے دو حجم آکسیجن ایک حجم آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے یعنی آووگیڈرو[1] کے دعوے کے رُو سے آکسیجن کا ایک سالمہ آکسیجن کے آدھے سالمہ کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے۔ اِس لئے اوزون کی سالمی ترکیب O_3 سے تعبیر ہونی چاہیئے۔

۴- اگر O_3 اوزون کے ضابطہ کی صحیح تعبیر ہے تو ضروری ہے کہ آکسیجن کی کثافت ۱۶ کے مقابلہ میں اوزون (Ozone) کی کثافت ۲۴ ہو۔ اور پھر گیسی انتشار کے کُلیہ کے بموجب اوزون کا انتشار بھی اِسی نسبت سے کم ہونا چاہیئے۔ سوریٹ[2] اپنی تحقیقات سے اِس نتیجہ پر پہنچا ہے کہ واقعہ یہی ہے۔ اور اُس کے تجربوں نے ثابت کر دیا ہے کہ اوزون کی کثافت کو ۲۴ ہی کا عدد تعبیر کرتا ہے۔ پھر اِس پہلو سے بھی ظاہر ہے کہ اوزون کا وزنِ سالمہ ۴۸ اور اِس کا سالمی ضابطہ O_3 ہونا چاہیئے۔

---

[1] Avogadro

[2] Soret

تیسری فصل

ہائیڈروجن

HYDROGEN

ہائیڈروجن یوں تو سولہویں صدی ہی میں پیراسلسس[1] کے اِکتشاف میں آگئی تھی۔ لیکن وہ اِس کی ماہیت سے واقف نہ ہو سکا۔ اور اِس گیس کو دیگر احتراق پذیر گیسوں پر محمول کر کے رہ گیا۔ اِس خلطِ مبحث کا نتیجہ یہ ہؤا کہ ہائیڈروجن کی تشخیص اٹھارہویں صدی تک ملتوی رہی۔ چنانچہ ۱۷۶۶ء میں کیونڈِش[2] نے یہ مرحلہ طے کیا اور اُس کے ہاتھ پر ہائیڈروجن کی اِنفرادی شخصیت متحقق ہوئی۔ پھر اِس سے چند سال بعد یعنی ۱۷۸۱ء میں کیونڈِش نے یہ بھی ثابت کیا کہ جب ہائیڈروجن جلتی ہے تو وہ پانی پیدا کرتی ہے۔ چنانچہ اُس نے اِس مائع کی اچھی خاصی مقدار جمع بھی کرلی۔ اِس سے قبل ۱۷۷۰ء میں لیوازئے[3] نے ثابت

---

[1] Paraceisus

[2] Cavendish

[3] Lavoisier

کر چکا تھا کہ ہوا کا عامل جُزء آکسیجن ہے۔ اب اِن دو نتیجوں نے یہ بات ثابت کر دی کہ پانی کوئی بسیط چیز نہیں بلکہ مرکب ہے۔ اور اِس کا ایک جُزء وہ عنصر ہے جس کو کیونڈش نے مشخص کیا۔ بدیں اعتبار اِس نو مکشوف عنصر کا نام ہائیڈروجن[1] (Hydrogen) رکھا گیا ہے۔

وقوع :—

آزادی کی حالت میں یہ عنصر دُوسری گیسوں کے ساتھ مِلا ہؤا اُس مواد میں پایا جاتا ہے جو آتش فشاں پہاڑوں کی آتش باری کے زمانہ میں زمین کے اندر سے خارج ہوتا ہے۔ لاہوری نمک کے بعض طبقوں کے اندر بھی خالی جگہوں میں ملتا ہے۔ اور بعض شہابی پتھروں میں بھی اِس کا پتہ چلتا ہے۔ ہوا میں اِس کا صرف خفیف سا شائبہ موجود ہے جو ایک حِصّہ فی ۱۵ لاکھ سے زیادہ نہیں۔ آفتاب اور اکثر ثوابت کی قزحوں میں اِس عنصر کے مخصوص خطوط نہایت نمایاں ہیں۔

دیگر عناصر کے ساتھ ترکیب کی حالت میں ہائیڈروجن کی اچھی خاصی مقدار دُنیا میں موجود ہے۔ چنانچہ پانی میں وزناً گیارہ فی صدی ہائیڈروجن ہے۔ علاوہ بریں تمام تُرشوں کا جُزءِ اصلی بھی یہی عنصر ہے۔ کاربن کے بے شمار قدرتی اور مصنوعی مرکبات کا بھی جُزءِ ترکیبی ہے۔ اور یہ عنصر تمام حیوانی اور نباتی اجسام میں پایا جاتا ہے۔

تُرشے :—

ہائیڈروجن کی تیاری میں تُرشوں کا استعمال نہایت عام ہے۔ اِس عمومیت کو یوں سمجھنا چاہیئے کہ گویا صِرف تُرشوں ہی کے تعاملوں

---

[1] لفظ ہائیڈروجن یونانی کے الفاظ ὕδωρ, Hydor اور γέννᾶν, Gennan سے مشتق ہے۔ Hydr بمعنی پانی۔ اور Gennan کا ماخذ وُہی ہے جو ہمارے لفظ "جَننا" کا ہے۔

سے ہائیڈروجن تیار کی جاتی ہے۔ اس لئے ضروری ہے کہ آگے بڑھنے سے پہلے ترشوں کی ماہیت کا کچھ ذکر آجائے تاکہ استعمال کے ساتھ ساتھ فہم و ادراک کو بھی نمائش کا موقع ملتا رہے۔ وہ ترشے جو ہائیڈروجن کی تیاری میں عمومیت سے استعمال میں آتے ہیں حسب ذیل ہیں:-

ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ HCl آبی
سلفیورک (Sulphuric) ترشہ H_2SO_4 آبی
نائیٹرک (Nitric) ترشہ HNO_3 آبی
ایسیٹک (Acetic) ترشہ $CH_3.COOH$ آبی

معمولاً جس شکل میں یہ ترشے کام میں لائے جاتے ہیں وہ یہ ہے کہ ان میں پانی ملا ہوتا ہے جس کا سالمی تناسب کوئی معین تناسب نہیں۔ اس لئے پانی کی متغیر مقدار کی شمولیت کو لفظ "آبی" سے تعبیر کیا جاتا ہے۔

ہائیڈروکلورک ترشہ (HCl آبی)، گیس ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کا محلول ہے۔ دارالتجربہ میں جو ترشہ "خالص مرتکز ہائیڈروکلورک ترشہ" کے نام سے استعمال کیا جاتا ہے اس میں گیس مذکور صرف اس قدر ہوتی ہے جتنی کہ پانی کی موجودہ مقدار اپنے وجود میں حل کر سکتی ہے۔ اور عموماً یہ مقدار وزناً ۳۹ فی صدی سے زیادہ نہیں ہوتی۔ جب اس محلول کو گرم کیا جاتا ہے تو اس میں سے کچھ HCl گیس خارج ہو جاتی ہے۔ اور ابال کے ساتھ خارج ہوتی ہے۔ لیکن اس ابال کو کیمیائی تعامل کی علامت نہ سمجھنا چاہیئے۔

"تجارتی ہائیڈروکلورک ترشہ" کمتر مرتکز ہوتا ہے۔ اور اس میں لوث بھی ہوتے ہیں۔

"مرتکز سلفیورک ترشہ" تیل کے سے قوام کا مائع ہے۔ اس میں پانی کے صرف شائبے موجود ہوتے ہیں جو عملی طور پر نظر انداز

کئے جا سکتے ہیں۔

"تجارتی سلفیورک تُرشہ" میں دیگر لوثوں کے علاوہ ۶ تا ۷ فی صدی پانی بھی موجود ہوتا ہے۔

"خالص مُرتکز نائیٹرک تُرشہ" ۷۰ فی صدی مایع نائیٹرک تُرشہ (HNO_3) پر مشتمل ہوتا ہے اور "تجارتی" تُرشہ ۵۲ تا ۶۲ فی صدی پر۔ اِس میں لوثوں کی مقدار مقابلۃً کم ہوتی ہے۔

"ایسیٹِک (Acetic) تُرشہ" مایع ایسیٹِک تُرشہ $CH_3.COOH$ کا آبی محلول ہے۔

تمام "ہلکائے" تُرشوں میں ۹۰ تا ۹۵ فی صدی پانی ہوتا ہے۔ یہ پانی اصولاً تعامل میں کوئی حصّہ نہیں لیتا۔ اِس لئے کیمیائی مساواتوں میں وہ نظر انداز کر دیا جاتا ہے۔

"تُرشہ" کی اصطلاح کا اطلاق مرکبات کی ایک خاص جماعت کے ارکان پر ہوتا ہے۔ اِن مرکبات میں بعض ایسے معیّن خصائص پائے جاتے ہیں جو اِسی جماعت سے مختص ہیں۔ تمام تُرشوں کا اصلی مُجز ہائیڈروجن ہے۔ اور یہی تمام تُرشوں کی اصلِ اصول ہے۔ تُرشے اگر پانی سے پاک ہوں تو برق کو ایصال نہیں کرتے۔ اِن کے آبی محلولوں کا مزہ تُرش ہوتا ہے اور وہ لِٹمس کے رنگ کو نیلے سے بدل کر سُرخ کر دیتے ہیں۔ تُرشے جب پانی میں حل ہو جاتے ہیں تو اُن سے دو اَور خاصیتوں کا بھی اظہار ہوتا ہے جو خصوصیت سے قابلِ ذکر ہیں۔ یعنی وہ :—

۱۔ بَرقی رَو کو ایصال کرتے ہیں۔ اور برقی رَو کے اثر سے خود تحلیل ہوتے ہیں۔

۲۔ اِن کی ہائیڈروجن (یا اگر ایسیٹِک تُرشہ پیشِ نظر ہو تو یوں کہو کہ ہائیڈروجن کے ایک اِکائی وزن) کو بعض دھاتیں خارج کر دیتی ہیں اور خود اِس کی جگہ لے لیتی ہیں۔

جب ہم ترشوں کے کیمیائی سلوک سے بحث کرتے ہیں تو اُس مادہ کی جو ترشوں کی ذات میں "ترشئی خواص پیدا کرنے والی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے منفی اصلیہ کہتے ہیں - چنانچہ مذکورہ بالا ترشوں میں علی الترتیب Cl، SO_4، NO_3 اور $CH_3.COO$، منفی اصلیئے ہیں - اِن میں سب سے پہلا یعنی Cl مفرد اصلیہ ہے اور باقی سب مرکب اصلیئے ہیں - بہت سے تعاملوں میں پیچیدہ اصلیئے کیمیائی امتزاج کی ایک حالت سے دوسری حالت کی طرف اکائیوں کے طور پر حرکت کرتے ہیں -

ہائیڈروجن کی تیاری

ہائیڈروجن آزادی کی حالت میں عام نہیں ملتی - اور جب ملتی بھی ہے تو وہ غیر مخلوط نہیں ہوتی - اِس لئے اگر اِس کا کافی ذخیرہ بہم پہنچانا ہو تو ضروری ہے کہ مرکبات کے وجود سے حاصل کی جائے - اِس مطلب کے لئے جیسا کہ آکسیجن کے ضمن میں بیان ہو چکا ہے ہم دو رستے اختیار کر سکتے ہیں :-

(ا) توانائی کے صرف سے مرکب کے اجزاء ایک دوسرے سے بزور جدا کر دیئے جائیں - اور توانائی عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے -

(ب) جزوِ مطلوب کو جدا کرنے کے لئے مرکب کے دیگر اجزاء کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں -

ہائیڈروجن کی تیاری برق پاشیدگی سے

پہلی تدبیر کو بروئے کار لانے کے لئے یہاں برق بہترین چیز ہے -

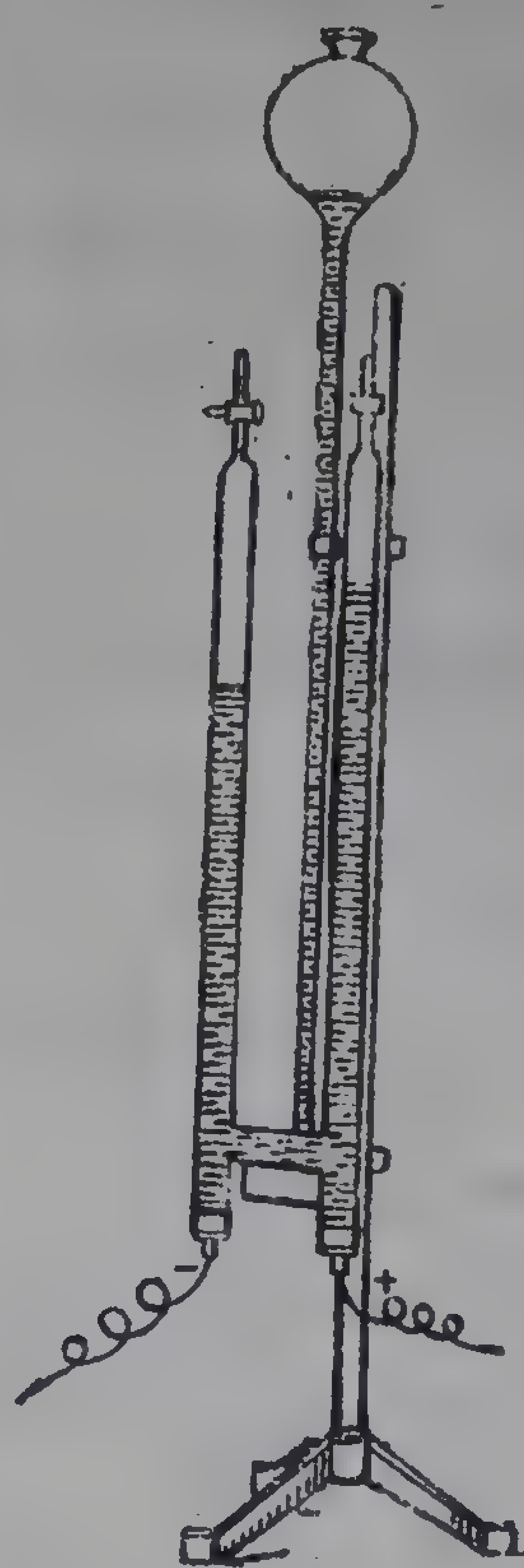
اور اِس مقام پر ہائیڈروجن کی تیاری میں ہم اِسی سے کام لینگے۔
ہائیڈروجن کے وہ مرکبات جو عام ہیں، مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) اور پانی، وہ حرارت کے عمل سے بآسانی تحلیل نہیں ہوتے۔ اور اکثر حالتوں میں تو بہتر سے بہتر نتیجہ یہی ہوتا ہے کہ گیسوں کا آمیزہ حاصل ہو جاتا ہے۔ پھر اِن گیسوں کو ایک دُوسری سے جُدا کرنے میں جو اشکال پیش آتا ہے اُس کا مقابلہ کرنا پڑتا ہے۔ اِس لئے ہائیڈروجن کی تیاری میں توانائی کی اِس شکل کا استعمال بکار آمد نہیں۔ برق کے استعمال میں ایک فائدہ یہ بھی ہے کہ اِس سے مرکب کا صِرف تجزیہ ہی نہیں ہوتا بلکہ مرکب کے مثبت اور منفی اجزار الگ الگ مقامات پر آزاد ہوتے ہیں۔ اور یہ ایسا فائدہ ہے کہ صِرف برق ہی کے استعمال سے مترتب ہو سکتا ہے۔

جب کوئی تُرشہ پانی میں حل کر دیا جاتا ہے اور اِس محلول میں برقی مورچہ کے تار داخل کئے جاتے ہیں تو منفی تار (یعنی کیتھوڈ (Cathode)) پر ہائیڈروجن کے بُلبلے پیدا ہوتے ہیں اور محلول کی سطح کی طرف اُٹھنے لگتے ہیں۔ باقی اجزار کو، جو کچھ کہ وہ ہوں، مثبت تار (یعنی اینوڈ (Anode)) کی طرف کشش ہوتی ہے اور وہاں جاکر وہ کسی نہ کسی شکل میں آزاد ہو جاتے ہیں۔ اِسی بنار پر تُرشئی اصلیوں کو منفی اصلیے کہا جاتا ہے۔

اِس قاعدہ سے ہائیڈروجن حاصل کرنے کے لئے ھافمن[^1] نے ایک نہایت مفید آلہ (شکل ۱۲) اختراع کیا ہے جو اِسی کے نام کی مناسبت سے ھافمن کا کیمیائی برق پیما کہلاتا ہے۔ اِس میں تُرشہ کا آبی محلول بھر دیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن بائیں ہاتھ کی نلی میں جمع ہوتی ہے۔ اور دُوسری چیزیں جو پیدا ہوتی ہیں وہ اگر

[^1]: Hofmann

گیسی ہوں تو دائیں ہاتھ کی نلی میں جمع ہوتی جاتی ہیں - گیسوں کے اجتماع سے محلول اپنی جگہ سے ہٹ کر تیسری نلی کے جوفہ میں جمع ہوتا جاتا ہے -



شکل ۱۲

برقی رَو ایک تار کے رستے آتی ہے اور اُفقی نلی میں سے ہوتی ہوئی دُوسرے تار کے رستے مورچہ کی طرف چلی جاتی ہے - جب تمام تُرشہ تحلیل ہو جائے تو ہائیڈروجن کی پیدائش اصولاً موقوف ہو جانی چاہیئے اور چونکہ پانی بذاتِ خود برقی رَو کے لئے تقریباً کامل غیر مُوصل ہے - اِس لئے ضروری ہے کہ اِس موقع پر آ کر برقی رَو کا "بہاؤ" بھی رُک جائے - اگر واقعہ اِس کے برعکس ہو تو برقی رُو کے "بہاؤ" کو اُن مُوصل چیزوں کی پیدائش کا نتیجہ سمجھنا چاہیئے جو بعض حالتوں میں اَینوڈ (Anode) پر، پانی اور آزاد شدہ اصلیہ کے تعامل سے پیدا ہو جاتی ہیں -

جب ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ استعمال کیا جاتا ہے تو:-

$HCl \rightarrow H$ (منفی تار پر) $+ Cl$ (مثبت تار پر)

کلورین جو حل پذیر گیس ہے مثبت تار کے قُرب و جوار کے پانی میں حل ہوتی جاتی ہے -

اور جب سلفیورک تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے تو تعامل حسبِ ذیل ہوتا ہے :-

$H_2SO_4 \rightarrow 2H$ (منفی تار پر) $+ SO_4$ (مثبت تار پر)

SO_4 مثبت تلد پر پہنچ کر اپنی برقی حالت کے اعتبار سے اعتدال پر آجاتا ہے اور پھر پانی کے ساتھ تعامل کرتا ہے :-

$$SO_4 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + O.$$

اِس لئے اِس مقام پر آکسیجن آزاد ہوتی ہے۔ اور دوبارہ پیدا ہو جانے والی چیز سلفیورک (Sulphurio) تُرشہ ہے۔ اِس بناء پر آخری نتائج یہ ہیں کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کو آزادی حاصل ہوتی ہے۔ اور یہ دوبارہ پیدا شدہ سلفیورک تُرشہ اینوڈ (Anode) کے اِرد گرد جمع ہوتا جاتا ہے۔

جب کوئی مرکب برقی توانائی کے استعمال سے تحلیل کیا جاتا ہے تو اِس واقعہ کو برق پاشیدگی کہتے ہیں۔

یہاں یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ تُرشے اور پانی اپنی اپنی ذات میں برقی رَو کے لئے غیر مُوصل ہیں۔ اور تُرشہ اور پانی کا آمیزہ اُس کے لئے مُوصل بن جاتا ہے۔ اِس کے علاوہ ایصال کے دَوران میں تُرشہ تحلیل بھی ہوتا جاتا ہے۔ اِس اعتبار سے یہ واقعہ نہایت معنی خیز ہے۔ چنانچہ اِس سے ہم بخوبی سمجھ سکتے ہیں کہ حل کا فعل، مادّہ کی اجتماعی حالت کا محض طبعی تغیر ہی نہیں بلکہ اِس سے کچھ زیادہ بھی ہے۔ اِس امر کی مزید توضیح کے لئے آئیونائیزیشن (Ionization) کی بحث دیکھنا چاہیئے۔

مذکورۂ بالا صورت میں برقی رَو کا اثر عموماً اِس طرح بیان کیا جاتا ہے کہ برقی رَو نے پانی کو تحلیل کر دیا ہے۔ لیکن یہ بیان علمی رنگ میں صرف اُس حد تک صحیح قرار پا سکتا ہے جس حد تک ہمارا یہ کہنا صحیح ہے کہ انسان پہاڑ اُٹھا کر لے جا سکتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ اگر انسان کو کافی وقت میسّر آجائے تو وہ اپنی کوشش سے آخر کار پہاڑ کو اُس کی جگہ سے ہٹا سکتا ہے۔ برقی رَو کا بھی یہی حال ہے۔ چنانچہ خالص ترین پانی پر برقی رَو کا عمل نہایت سُست ہوتا ہے جس کی وجہ

یہ ہے کہ برقی رَو کے لئے پانی کی مُوصلیت نہایت خفیف ہے۔ معمولی کشید کیا ہؤا پانی برقی رَو کو بلا شبہ اچھا خاصا ایصال کر دیتا ہے۔ لیکن اُس میں یہ قابلیت ایک تُرشہ کی موجودگی سے پیدا ہوتی ہے۔ یہ تُرشہ کاربانک (Carbonic) تُرشہ ہے۔ ہلکایا سلفیورک تُرشہ اس اعتبار سے بہت زیادہ مؤثر ہے۔ چنانچہ اِس کی موجودگی سے پانی کی مُوصلیت اِس حد کو پہنچ جاتی ہے کہ کاربانک (Carbonic) تُرشہ پانی کو سیر کر دینے پر بھی بمشکل اِس کے ہزارویں حصہ تک پر قادر ہوتا ہے۔ اِس اعتبار سے اپنے موجودہ مطلب کے لئے ہم پانی کو غیر مُوصل قرار دے سکتے ہیں۔ لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ خالص پانی کی مُوصلیت کسی حال میں بھی قابلِ لحاظ نہیں۔ واقعہ یہ ہے کہ یہ مُوصلیت خواہ کتنی ہی خفیف کیوں نہ ہو پھر بھی بعض موقعے ایسے ہیں کہ وہاں لامحالا اِس کو ملحوظ رکھنا پڑتا ہے۔ مزید توضیح کے لئے آب پاشیدگی اور "کیمیائے محرکۂ برق" کی بحث دیکھو۔

جب ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے تو تحلیل کے بعد پانی کے تعامل سے یہ تُرشہ پھر بن جاتا ہے۔ اور اِس طرح اِس کی مقدار میں کچھ فرق نہیں آنے پاتا۔ اِس واقعہ کا نتیجہ یہ ہے کہ آخرِ کار صرف پانی ہی تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن واقعات کی توضیح پانی کے ساتھ SO_4 کے تعامل کرنے سے غیر ضروری طور پر پیچیدہ ہو جاتی ہے۔ علاوہ بریں اِس صورت میں جو ہائیڈروجن اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے اُس کے ماخذ کے سمجھنے میں اِس واقعہ سے اشکال پیدا ہو جاتا ہے کہ خود سلفیورک تُرشہ کے وجود میں بھی یہ دونوں عنصر موجود ہیں۔

جب سوڈیئم فلورائیڈ (Sodium fluoride) NaF کا آبی محلول برق پاشیدہ کیا جاتا ہے تو اِس صورت میں حل شدہ چیز کی اپنی ذات میں نہ ہائیڈروجن کا کوئی شائبہ موجود ہوتا ہے نہ آکسیجن کا علاوہ بریں اِس صورت میں نہ سوڈیئم کو آزادی حاصل ہو سکتی ہے نہ فلورین (Fluorine) کو۔ کیونکہ پانی کی ہائیڈروجن اور آکسیجن کا آزاد ہوجانا اِن کے مقابلہ میں زیادہ سہل ہے۔

اِس لئے واقعات کے افہام و تفہیم میں کسی طرح کا اشکال پیدا نہیں ہوتا۔ نمک مذکور مایع کو عمدہ موصل کر دیتا ہے۔ اور جہاں تک کسی شئے کی تحلیل کا تعلق ہے وہ خود تحلیل نہیں ہوتا اور صرف پانی ہی تحلیل ہوتا ہے۔ یہ پانی کو برقی توانائی کے عمل سے تحلیل کرنے کی ایک نہایت سیدھی سادی صورت ہے۔

ہائیڈروجن کی تیاری ہلکائے ترشوں سے بطریق اخراج

عناصر کے حصول کا دُوسرا رستہ اختیار کر کے ہم ترشوں سے ہائیڈروجن حاصل کر سکتے ہیں۔ اِس کی بہترین صورت یہ ہے کہ ترشوں کی ترکیب میں ہائیڈروجن کی بجائے کوئی اور ایسا عنصر داخل کر دیا جائے جو ترشوں کے منفی اصلیہ کے ساتھ ترکیب کھا سکتا ہو۔

تعامل میں تیزی پیدا ہونے سے پہلے ضروری ہے کہ ترشے پانی سے ہلکا دیئے جائیں۔ ترشوں میں سے ہائیڈروجن کو خارج کر کے خود اُن کی جگہ لے لینے کی قابلیت جن چیزوں میں پائی جاتی ہے وہ بعض دھاتیں ہیں۔ اِن دھاتوں میں جست، لوہا، ایلومینیئم (Aluminium)، میگنیسیئم (Magnesium) وغیرہ خصوصیت سے قابلِ ذکر ہیں۔ تعامل کے دَوران میں مایع میں سے ہائیڈروجن کے بلبلے اُٹھتے ہوئے دکھائی دیتے ہیں۔ اور تعامل کے بعد جب باقی ماندہ مایع تبخیر کر دیا جاتا ہے تو خشک مرکب حاصل ہوتا ہے جس میں دھات، ترشہ کے باقی ماندہ اجزار کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتی ہے۔ مثلاً اگر جست اور سلفیورک ترشہ استعمال کیا جائے تو زنک سلفیٹ (Zinc sulphate) بنتا ہے۔

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow 2H + ZnSO_4$$

اور اگر قلعی اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ، یا ایلومینیئم (Aluminium) اور ہائیڈروکلورک ترشہ، استعمال کیا جائے تو پہلی

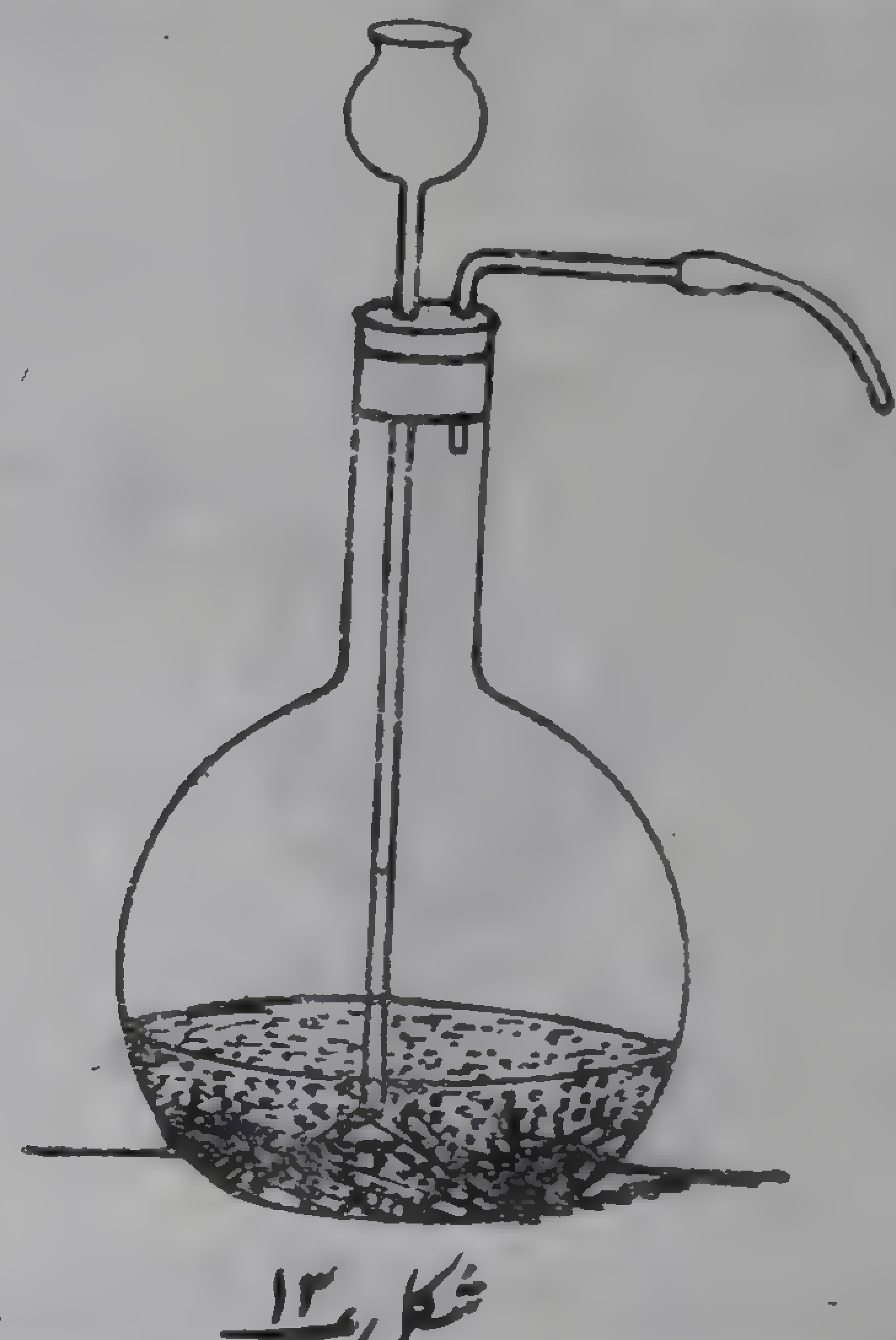
صورت میں سٹینس کلورائیڈ (Stannous chloride) اور دوسری صورت میں الومینیئم کلورائیڈ (Aluminium chloride) پیدا ہوتا ہے :—

$$Sn + 2HCl \rightarrow 2H + SnCl_2$$
(Tin) (Stannous chloride)

$$Al + 3HCl \rightarrow 3H + AlCl_3$$

اِن تعاملوں میں پانی کا وجود ضروری تو ہے لیکن وہ کیمیائی تعامل میں کوئی حصہ نہیں لیتا۔ اور اُس میں کوئی تغیر بھی پیدا نہیں ہوتا۔ پانی کو یہاں یوں تصور کرنا چاہیئے کہ وہ بھی گویا آلہ کا ایک حصہ ہے۔

اِس قاعدہ میں ہر تُرشہ کا استعمال کیا جا سکتا ہے۔ لیکن یہ امر قابلِ لحاظ ہے کہ بہت سے تُرشوں کا عمل نہایت سُست ہے۔ اور اِس بنا پر وہ ہائیڈروجن کی تیاری میں چنداں بکار آمد نہیں۔ بہرکیف تعامل

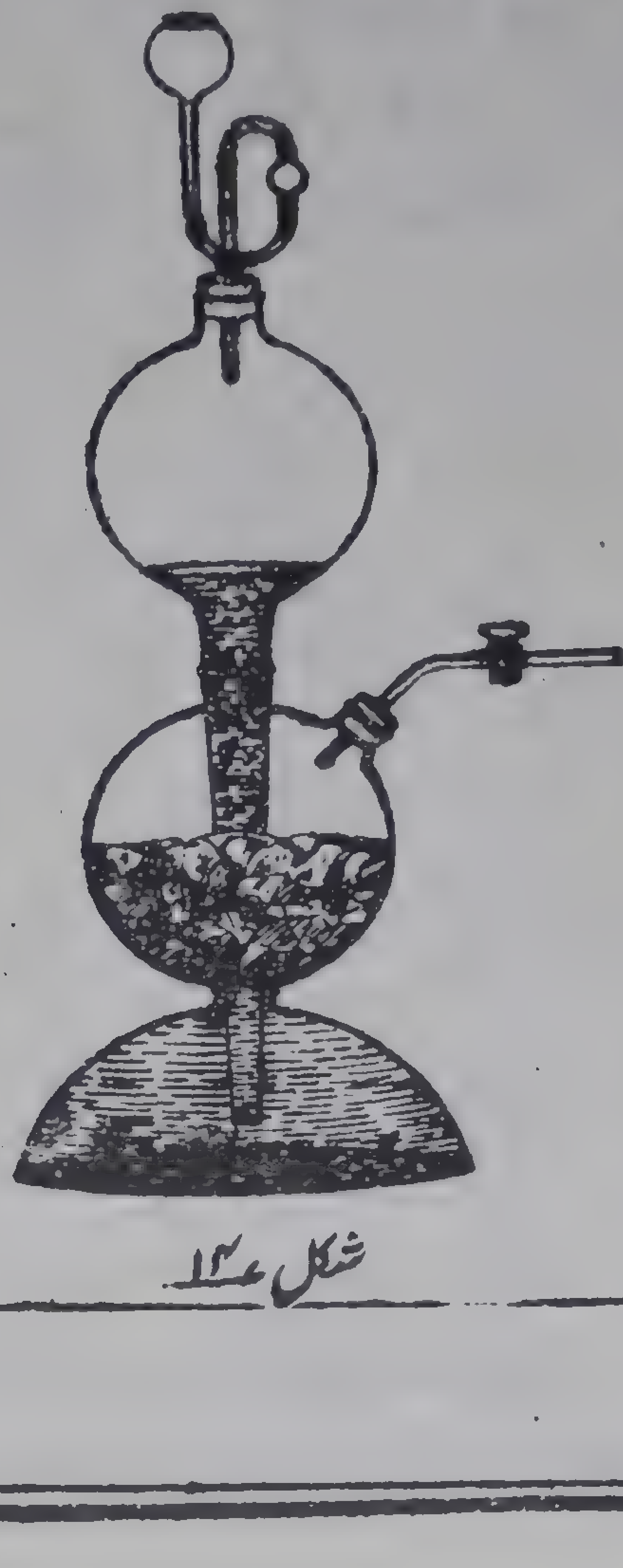


شکل ۱۳

کا انداز ہر حالت میں یہی ہے جو ہم نے بیان کر دیا ہے۔

اگر ہائیڈروجن کی تھوڑی سی مقدار درکار ہو تو اِس مطلب کے لئے شکل ۱۳ کا سا آلہ بخوبی کام دے سکتا ہے۔ اِس میں یہ رعایت بھی موجود ہے کہ اگر ترشہ کی مزید مقدار استعمال میں لانا منظور ہو تو وہ کنڈول قیفی نلی کے رستے صُراحی میں ڈالی جا سکتی ہے۔ اور اِس طرح آلہ میں ہوا داخل ہونے نہیں پاتی۔

زیادہ مقدار میں ہائیڈروجن تیار کرنے کے لئے ہم کِپ[1] کا آلہ (شکل ۱۴) استعمال کر سکتے ہیں۔ اِس آلہ میں گیس کا نِکاس بھی منضبط ہو سکتا ہے۔ چنانچہ نِکاسی ڈاٹ کو بند کر دینے سے جب مزید گیس پیدا ہوتی ہے تو اُس کا دباؤ ترشہ کو دھکیل کر بالائی جوفہ میں پہنچا دیتا ہے۔ اِس طرح ترشہ دھات سے ہٹ جاتا ہے اور تعامل



شکل ۱۴

[1] Kipp

موقوف ہو جاتا ہے۔ پھر جب ڈاٹ کھول کر کچھ گیس نکال لی جاتی ہے تو درمیانی جوف میں دباؤ کے کم ہو جانے سے ترشہ پھر دھات کے پاس پہنچ جاتا ہے اور تعامل شروع ہو جاتا ہے۔

وہ دھاتیں جو ہلکائے ترشوں میں سے ہائیڈروجن کو ہٹا کر خود اُس کی جگہ لے لیتی ہیں، اور چاندی، سونے اور پارے کی سی دھاتیں جو اس طرح عمل نہیں کرتی ہیں، اِن دونوں صنفوں کے درمیان نہایت عمدہ حدِ فاصل قائم ہو سکتی ہے۔ تفصیل کے لئے دیکھو دھاتوں کا سلسلہ بہ اعتبار قوت محرکۂ برق۔

لوہا یا جست، کسی غیر عامل دھات مثلاً پلاٹینم (Platinum) کو چھو رہا ہو تو ترشہ کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ اور اِس لئے ہائیڈروجن بھی زیادہ تیز خارج ہوتی ہے۔ اِس طرح کی ترتیب کو کیمیا کی زبان میں جُفت کہتے ہیں جُفت کی کارگزاری کی تفصیلی بحث تو اُس کے مناسب مقام پر آنی چاہیئے یہاں صِرف اِس قدر بتا دینا کافی ہے کہ جُفت کی کارگزاری اُس کی دو دھاتوں کی برقی حالتوں پر موقوف ہوتی ہے۔

ترشہ کے ساتھ اگر پانی موجود نہ ہو تو ترشہ یا تو عمل ہی نہیں کرتا یا اگر عمل کرتا ہے تو اُس میں اَور طرح کا کیمیائی تغیر پیدا ہوتا ہے۔ مثلاً خشک ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen Chloride) خواہ گیسی ہو یا مائع بنا لیا گیا ہو، جست کے ساتھ کچھ بھی تعامل نہیں کرتا۔ اور دُوسری طرف خالص مرتکز سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کا یہ حال ہے کہ سردی کی حالت میں تو جست سے وہ تقریباً غیر متاثر رہتا ہے۔ اور جب گرم کر دیا جاتا ہے تو تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن یہ تعامل ایسا نہیں کہ ہائیڈروجن کے سادہ ہٹاؤ پر محمول کر لیا جائے۔ اِس تعامل کی اصلیت یہ ہے کہ ترشہ کے کچھ حصّہ سے آکسیجن نکل جاتی ہے اور اِس طرح پانی اور ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) پیدا ہوتے ہیں:—

$$4Zn + 4H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + 8H.$$

$$8H + H_2SO_4 = 4H_2O + H_2S.$$

ہائیڈروجن کی تیاری پانی سے

وہ دھاتیں جو ہلکائے ترشوں کے ساتھ تعامل کرتی ہیں وہ پانی میں سے بھی ہائیڈروجن کو ہٹا دیتی ہیں۔ اور وہ دھاتیں جو ترشوں کے ساتھ تعامل نہیں کرتی ہیں وہ پانی کے ساتھ بھی اِس طرح کا سلوک کرنے کے قابل نہیں۔ بعض دھاتیں مثلاً پوٹاسیئم (Potassium) اور سوڈیئم (Sodium) زیادہ عامل ہیں اور ہلکائے ترشوں کے ساتھ اِس تُندی سے تعامل کرتی ہیں کہ تعامل کا ضبط ناممکن ہو جاتا ہے۔ صِرف اِسی قسم کی دھاتیں سرد پانی میں سے بھی ہائیڈروجن کو تیزی کے ساتھ ہٹا سکتی ہیں۔ میگنیسیئم (Magnesium) اور جست کا یہ حال ہے کہ یہ دھاتیں پانی کے ساتھ صِرف ۱۰۰ ام پر پہنچ کر قابلِ احساس تعامل کرتی ہیں۔ ہاں اگر پانی میں اُنہیں کسی اَور دھات کے ساتھ تماس میسر آجائے تو البتہ اُن کا تعامل مقابلۃً تیز ہو جاتا ہے۔ اگر یہ منظور ہو کہ لوہا، نِکل (Nickel)، جست، اور میگنیسیئم، سرد پانی کے ساتھ تعامل کریں تو اِن دھاتوں کو باریک سفوف کی شکل میں استعمال کرنا چاہیئے تاکہ مؤثر سطح میں زیادہ وسعت پیدا ہو جائے۔

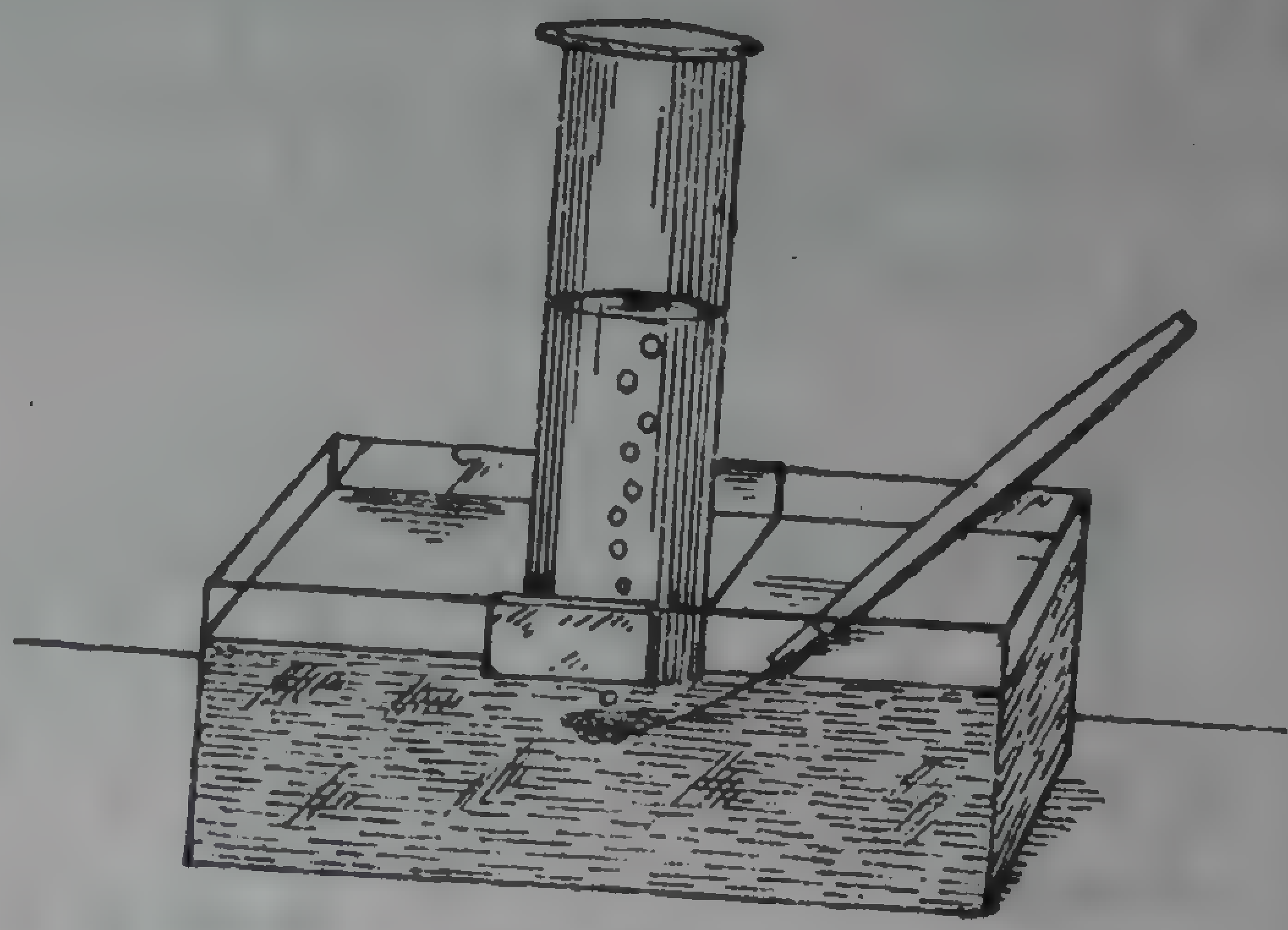
پانی سرد ہو یا جوش کھاتا ہؤا، ہر حال میں پانی کی ہائیڈروجن کُلیۃً خارج نہیں ہوتی۔ بلکہ دھات کا ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide) مثلاً سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) یا میگنیسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Magnesium hydroxide)، بن جاتا ہے:—

$$Na + H_2O \rightarrow H + NaOH,$$

$$Mg + 2H_2O \rightarrow 2H + Mg(OH)_2.$$

سوڈیئم جو معمولی نمک کا بھی ایک جزء ہے اِس نوعیت کے تعامل کی توضیح کے لئے بخوبی استعمال ہو سکتا ہے۔ لیکن وہ پانی سے ہلکا ہے۔

اِس لئے اِس کو تار کی جالی میں لپیٹ کر پانی میں ڈبو دینا چاہئیے (شکل ۱۵) تاکہ گیس کا جمع کر لینا ممکن ہو جائے۔ اِس مطلب کے لئے جو پانی استعمال کیا



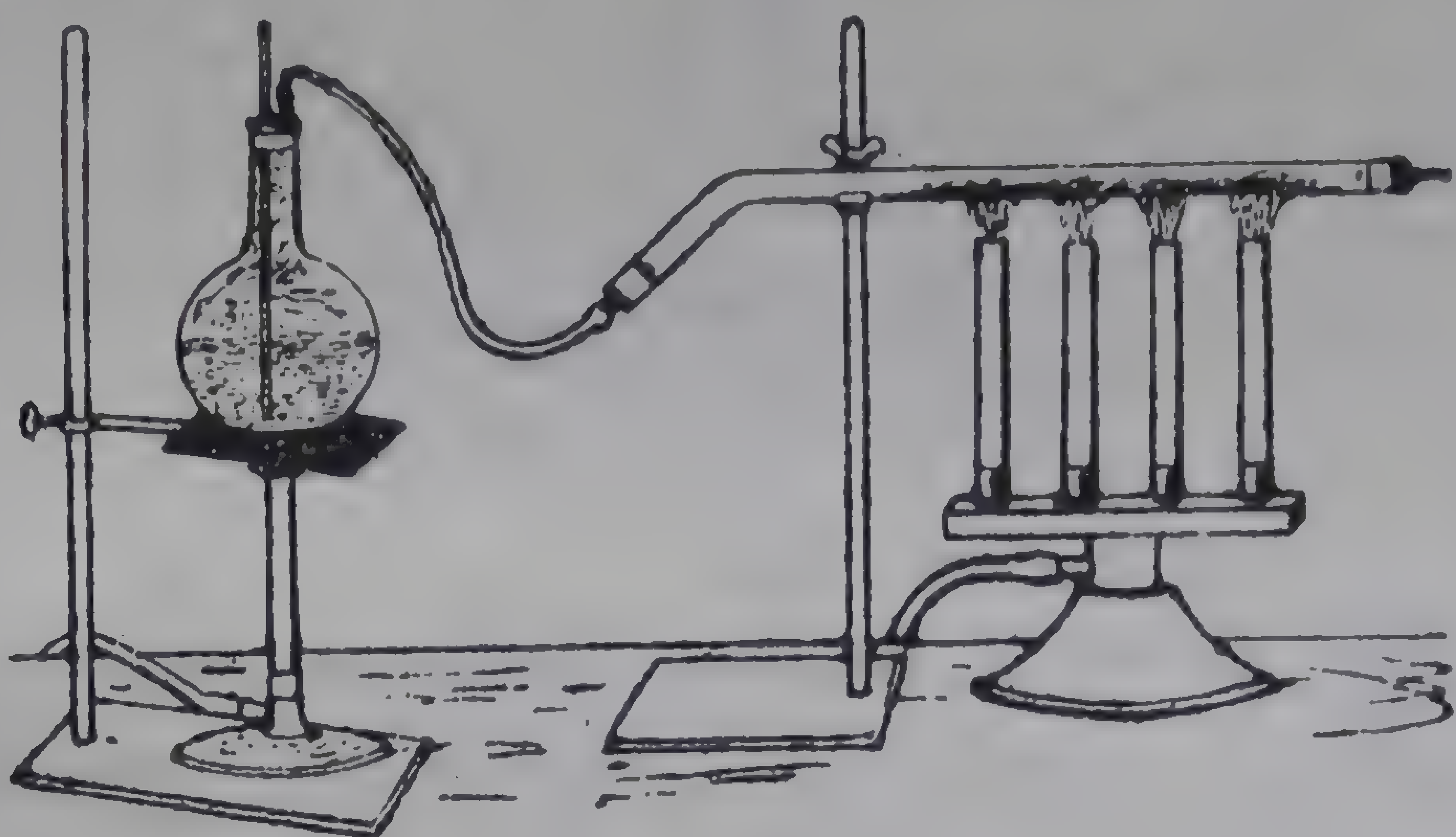
شکل ۱۵

جاتا ہے اُس کا اکثر حصہ صرف ظاہری طور پر گیس کے جمع کرنے میں مدد دیتا ہے۔ اور تعامل میں صرف اُس کی چھوٹی سی کسر حصہ لیتی ہے۔ اِس تعامل سے جو محلول بن جاتا ہے اُس کو چھونے سے صابن کا سا احساس ہوتا ہے اور وہ لِٹمس کو سُرخ سے نیلا کر دیتا ہے۔ اِس محلول کا یہ فعل ترشوں کے عمل کی عین ضد ہے۔ وہ چیزیں جن سے اِن دو اثروں کا اظہار ہوتا ہے اُن میں سے ہر ایک کو کیمیا کی زبان میں قلی کہتے ہیں۔

اِس تجربہ میں جو قلوی محلول بنتا ہے وہ حل شدہ مادہ کے ارتکاز کے لحاظ سے بہت ہلکایا ہوتا ہے۔ اِسے تبخیر کر دیا جائے تو اِس سے سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) سفید ٹھوس کی شکل میں حاصل ہو سکتا ہے۔

سیسے اور سوڈیئم کا بھرتا جس میں ۳۵ فی صدی سوڈیئم (Sodium) ہوتا ہے۔ اور وہ بازار میں ہائیڈرون (Hydrone) کے نام سے بکتا ہے، مندرجہ بالا تعاملوں میں سوڈیئم کا نہایت عمدہ بدل ہو سکتا ہے۔

لوہے، جست، اور میگنیسیئم (Magnesium)، کی سی دھاتیں جب گرم کر کے سُرخ کر دی جاتی ہیں اور پانی اُن کے ساتھ بھاپ کی شکل میں مَس کرتا ہے تو اِس صورت میں اِن دھاتوں کا تعامل تیز ہو جاتا ہے ۔ اِس مطلب کے لئے دھات ایک ایسی نلی (شکل ۱۶) میں رکھی جاتی ہے جس میں وہ خوب گرم کی جا سکتی ہے ۔ بھاپ صُراحی میں



شکل ۱۶

پیدا ہوتی ہے اور نلی کے ایک سِرے سے داخل ہو کر دھات پر پہنچتی ہے ۔ اور ہائیڈروجن نلی کے دُوسرے سِرے سے باہر نکلتی ہے ۔ سُرخ حرارت پر پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) اور سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے سوا باقی تمام ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) تحلیل ہو کر پانی اور دھات کے آکسائیڈ میں تقسیم ہو جاتے ہیں ۔ مثلاً

$$Mg(OH)_2 \rightarrow MgO + H_2O$$

اِس لئے یہاں لوہے، جست، وغیرہ سے صرف آکسائیڈز (Oxides) پیدا ہو سکتے ہیں ۔ اور ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) کو پیدائش کا موقعہ نہیں مِل سکتا :—

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + 2H$$

لوہا یہاں مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4 پیدا کرتا ہے۔ اِس بنا پر، مساوات کو ترتیب دینے کے لئے، آکسیجن کا چار اِکائی وزن درکار ہے۔ اِس لئے مساوات میں پانی کے چار اوزانِ ضابطہ آنا چاہئیں:—

$$4H_2O + 3Fe \rightarrow Fe_3O_4 + 8H$$

ہائیڈروجن کی تیاری کے اور قاعدے

خاص خاص مطلبوں کے لئے سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے آبی محلول اور ایلومینیم (Aluminium) کی چھیلن کو ملا کر جوش دینے سے بھی ہائیڈروجن تیار کر لی جاتی ہے۔ اِس صورت میں سوڈیئم ایلومینیٹ (Sodium aluminate) پیدا ہوتا ہے:—

$$Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + 3H,$$

خشک سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) اور جست کے سفوف کو ملا کر گرم کرنے سے بھی ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے۔ یہاں سوڈیئم زنکیٹ (Sodium zincate) بنتا ہے:—

$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H$$

وہ دھاتیں جو آزادی کی حالت میں ٹھنڈے پانی سے ہائیڈروجن کو ہٹا دیتی ہیں اُن کے مرکبات کے محلولوں کی برق پاشیدگی سے بھی ہائیڈروجن کا تیار کر لینا ممکن ہے۔ مثلاً جب سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کا آبی محلول برق پاشیدہ کیا جاتا ہے تو مثبت تار پر کلورین آزاد ہوتی ہے اور منفی تار پر ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ اور اِس کے ساتھ ساتھ سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) بھی بنتا ہے۔

ہٹاؤ

اِس کتاب کے دُوسرے حصّہ میں ہم کیمیائی تغیر کی تین قسموں سے بحث کرینگے۔ یہاں اُن میں سے تیسری قسم کی دو صنفوں کی توضیح ہماری نگاہوں کے سامنے ہے۔ اِس قسم کے تغیرات میں مرکبات تحلیل ہوتے ہیں اور اُن کے اجزار نئے طور پر ترکیب کھاتے ہیں۔ اِس کی پہلی صنف تو دو رَیلی تحلیل ہے جس کی ایک نہایت عمدہ مثال سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) اور سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کے تعامل میں ملتی ہے :—

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3 .$$

اِس صنف کے تغیرات میں دو مرکب باہم تعامل کرتے ہیں۔ اور اِس تعامل کی ماہیت یہ ہے کہ دونوں مرکب اپنے اپنے ترکیبی اصلیوں میں بٹ جاتے ہیں۔ پھر یہ اصلیے اپنے پہلے ساتھیوں کو چھوڑ کر نئے ساتھیوں کے ساتھ ترکیب کھاتے ہیں اور اِس طرح دو نئے مرکب بن جاتے ہیں۔

ہائیڈروجن کی تیاری میں جن تعاملوں سے کام لیا گیا ہے وہ صنفِ مذکورہ کے تعاملوں سے کسی قدر مختلف ہیں۔ چنانچہ اِن میں ایک مرکب اور ایک عنصر میں تعامل ہوتا ہے۔ اِس تعامل میں مرکب اپنے اصلیوں میں تقسیم ہوتا ہے۔ اور پھر ایک مرکب اور ایک آزاد عنصر بنتا ہے :—

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow Zn\,SO_4 + 2H,$$

$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H .$$

پہلے عنصر کو ہم یوں کہتے ہیں کہ اُس نے دُوسرے عنصر کو ہٹا دیا ہے۔ اور اِس

ہٹا دینے کے مفہوم میں یہ مفہوم بھی شامل ہوتا ہے کہ پہلے عنصر نے دُوسرے عنصر کو ہٹا کر خود اُس کی جگہ لے لی ہے۔ مذکورہ بالا مثالوں میں پہلا عنصر جست اور دُوسرا عنصر ہائیڈروجن ہے۔

دوئیلی تحلیل میں برابر کا تبادلہ ہوتا ہے۔ مثلاً سوڈیئم ایک اصلیہ (یعنی Cl) دے دیتا ہے۔ اور اِس کی بجائے ایک اور اصلیہ (یعنی NO_3) لے لیتا ہے۔ اور ہٹاؤ کا یہ حال ہے کہ اس میں ایک عنصر اصلیے کو حاصل کر لیتا ہے اور دُوسرا اُسے کھو دیتا ہے۔ مثلاً جست کو کچھ دینا نہیں پڑتا اور اُسے SO_4 مل جاتا ہے۔ اور دُوسری طرف ہائیڈروجن کو SO_4 کھو دینا پڑتا ہے اور اِس کے معاوضہ میں اُسے کچھ بھی حاصل نہیں ہوتا۔

اِس بات کو یاد رکھنا چاہئیے کہ اُوپر کی تقریر میں جو توضیحیں بیان ہوئی ہیں اُن میں سے پہلی توضیح میں بھی ہم یوں کہہ سکتے ہیں کہ Na جو Cl کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے تھا اُس کو Ag نے ہٹا دیا ہے۔ لیکن رواج کے رُو سے اِس اصطلاح کا اِطلاق صرف اُس حالت پر ہوتا ہے جہاں ہٹائے ہوئے عنصر کو آزادی بھی میسّر آتی ہے۔

تجارتی ہائیڈروجن کے ماخذ

تجارتی اغراض کے لئے جب ہائیڈروجن کی بڑی بڑی مقداریں تیار کرنا ہوتی ہیں تو جست کے استعمال سے لاگت بہت بڑھ جاتی ہے۔ چنانچہ یہ بات اِس واقعہ سے بخوبی سمجھ میں آ سکتی ہے کہ ۳۲ حصّہ جست صرف ۱ حصّہ ہائیڈروجن کو آزاد کرتا ہے۔ یعنی ۱ پونڈ جست کے صرف سے صرف $\frac{1}{2}$ اونس گیس حاصل ہوتی ہے۔ اِس بناء پر تجارتی اغراض کے لئے سستے ماخذوں کا تلاش کرنا ضروری ہے۔ مختلف مقامات اور مختلف ممالک میں اِس غرض کے لئے مختلف ماخذ اختیار کئے جاتے ہیں۔

ہائیڈروجن کی سب سے بڑی مقدار غالباً معمولی نمک یعنی

سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) NaCl کے آبی محلول کی برق پاشیدگی میں ضمنی طور پر حاصل ہوتی ہے جب کہ یہ نمک، سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) NaOH کی صنعت کے لئے برق پاشیدہ کیا جاتا ہے۔ یہ ہائیڈروجن جمع کر لی جاتی ہے اور بھینچ کر فولادی اُستوانوں میں بھر لی جاتی ہے۔

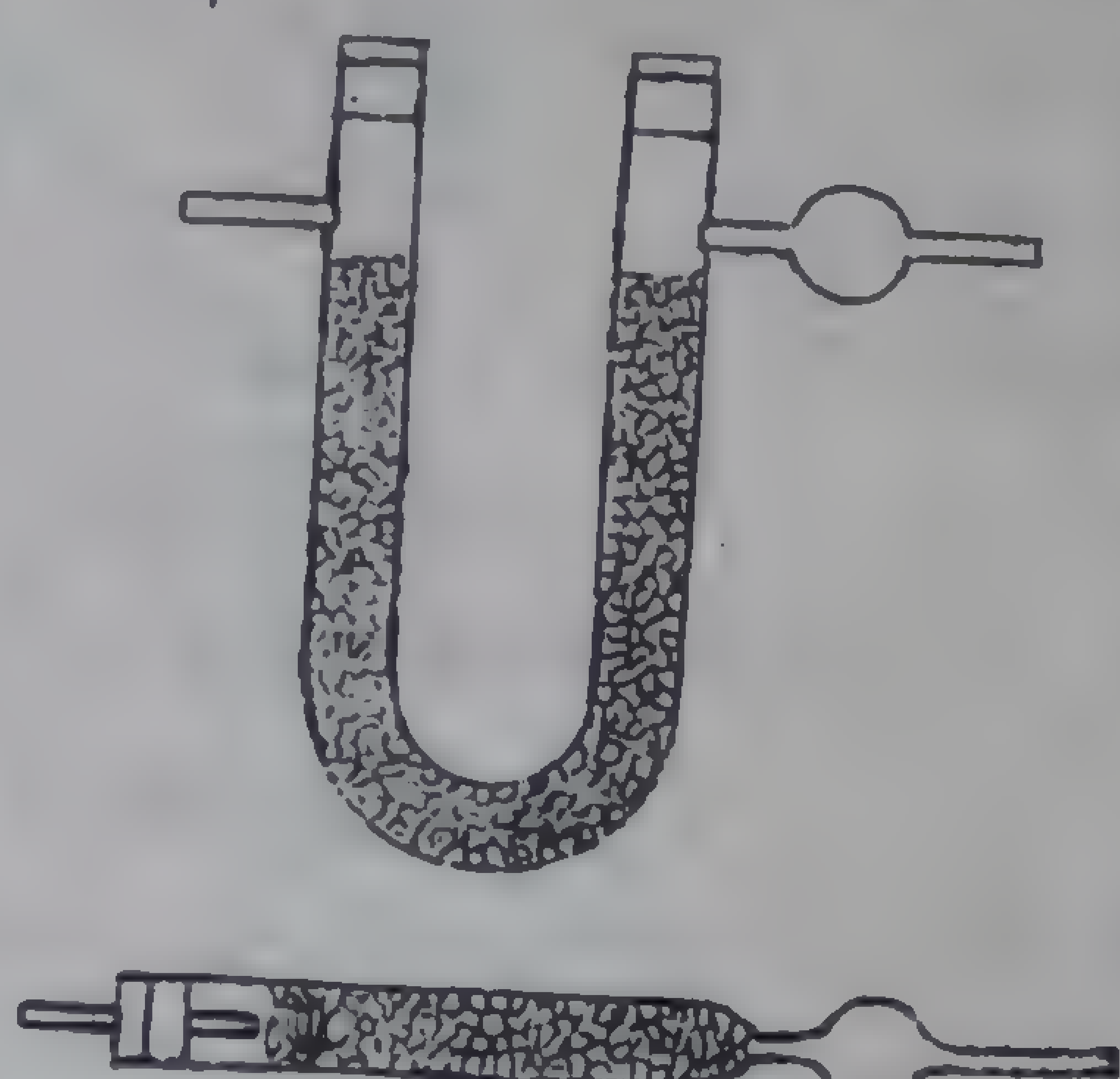
بعض حالتوں میں اِس مطلب کے لئے گرم کئے ہوئے لوہے پر بھاپ گزار کر ہائیڈروجن حاصل کرنے کا قاعدہ بھی اختیار کیا جاتا ہے۔ ایک اور تدبیر یہ ہے کہ آبی گیس، یعنی ہائیڈروجن اور کاربن مانا کسائیڈ کے آمیزہ کو مایع بنا لیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن اپنے ساتھ کی دُوسری گیس کے مقابلہ میں بہت جلد تبخیر ہو جاتی ہے۔ اور اِس طرح اُس سے بخوبی جُدا کی جاسکتی ہے۔ اِس کے علاوہ بعض اور قاعدوں سے بھی کام لیا جاتا ہے۔ لیکن اِس میں اور اُن دُوسرے قاعدوں میں اِس قسم کی چیزوں اور تعاملوں کی بحثیں آجاتی ہیں جو اس مقام پر ابھی قبل از وقت ہیں۔ اِس لئے ہم یہاں اِن کو نظرانداز کر دیتے ہیں۔ اور مناسب مقامات پر اُن کا ذکر کرینگے۔

گیسوں کی تخلیص

اُوپر کی تقریروں میں ہائیڈروجن کی تیاری کے جو قاعدے بیان ہوئے ہیں اُن میں ہر ایک سے حاصل شدہ ہائیڈروجن غیر خالص ہوتی ہے۔ چنانچہ پہلے تین قاعدوں میں ہائیڈروجن کے ساتھ آبی بخار بھی بہت سے ملے ہوتے ہیں۔ علاوہ بریں اگر جست غیر خالص ہو تو دیگر لوث، مثلاً ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) اور آرسین (Arsine) بھی اِس گیس میں رل جاتے ہیں۔ یہ چیزیں تُرشہ کے ساتھ اُن لوثوں کے تعامل کرنے سے بنتی ہیں جو جست میں موجود ہوتے ہیں۔ اِن کے علاوہ، اگر تُرشہ طیران پذیر ہو تو وہ بھی کچھ نہ کچھ

گیس میں رل جاتا ہے۔ جس غرض کے لئے یہ گیس مطلوب ہوتی ہے اُس کے لئے اگر خالص گیس درکار ہو تو ہمیں معلوم ہونا چاہیئے کہ گیس میں کس قسم کے کُوتوں کی موجودگی کا احتمال ہو سکتا ہے۔ اور پھر ان کُوتوں کے دفعیہ کا مناسب انتظام کر لینا چاہیئے۔

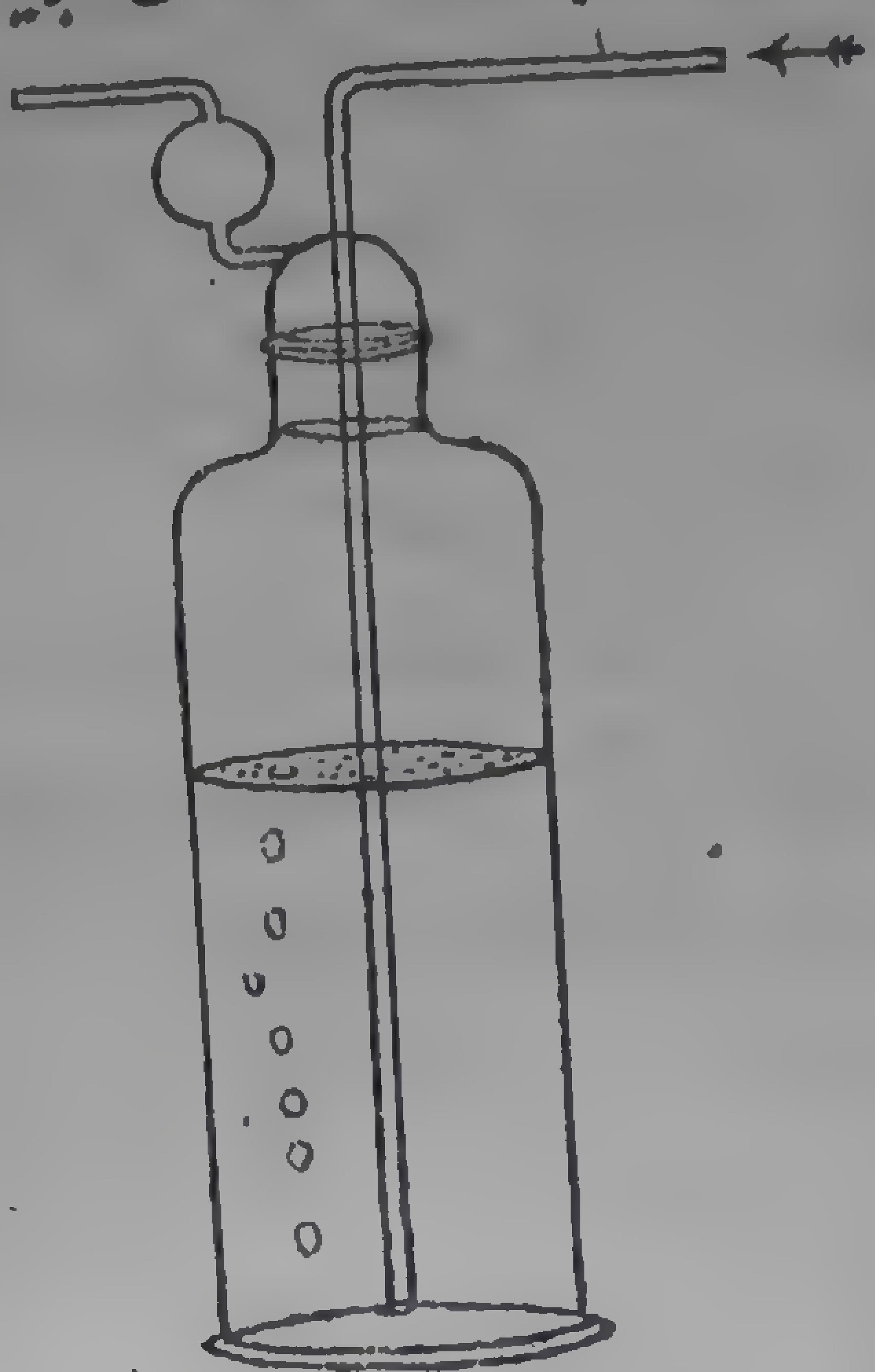
گیسوں کو آبی بخارات سے پاک کرنے کے لئے کیلسیئم کلورائیڈ (Calcium chloride) یا مُرتکز سلفیورک تُرشہ استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ چیزیں بہت رغبت کے ساتھ رطوبت کو جذب کر لیتی ہیں۔ کیلسیئم کلورائیڈ تکمہ دار شکل میں استعمال کیا جاتا ہے اور مستقیم یا خمیدہ نلیوں (شکل ۱۷)



شکل ۱۷

میں رکھا جاتا ہے۔ اور سلفیورک تُرشہ کے استعمال کا طریق یہ ہے کہ اِس سے جھانواں پتھر کے ٹکڑے تر کر لئے جاتے ہیں اور پھر مذکورۂ بالا نلیوں میں رکھ کر کام میں لائے جاتے ہیں۔ یا تُرشۂ مذکور گیسی دھون بوتل (شکل ۱۸) میں رکھا جاتا ہے۔

حد درجہ کی کامل خشکیدگی کے لئے فاسفورک (Phosphoric) این تُرشہ سے کام لیا جا سکتا ہے۔ یہ مرکب اِس مطلب کے لئے شیشہ کے منکوں پر یا شیشہ کی رُوئی پر چھڑک دیا جاتا ہے۔



شکل ۱۸

اِس بات کو پہلے ہی سے سوچ لینا چاہیئے کہ جس چیز کو خشک کرنا منظور ہے اُس کے ساتھ خشکندہ عامل کچھ تعامل تو نہ کریگا۔ اگر تعامل کا احتمال ہو تو اِس عامل کو ردّ کر دینا چاہیئے اور اِس کی بجائے کسی دُوسرے سے کام لینا چاہیئے۔

یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ گیس کو جس قدر زیادہ دیر تک خشکندہ عامل کے ساتھ تماس میسّر آتا ہے اُسی قدر گیس کی خشکیدگی زیادہ کامل ہو جاتی ہے۔ لیکن اِس کے علاوہ ہر خشکندہ عامل کی اپنی اپنی خشکندگانہ قابلیت بھی قابلِ لحاظ ہے۔ ہر حال میں گیس کی رَو خشکندہ عامل پر سے آہستہ آہستہ گزرنی چاہیئے۔

تازہ تیار کی ہوئی گیسوں کے ساتھ ساتھ مایع اور ٹھوس مادّہ کے ذرّات بھی رَو میں چلے جاتے ہیں۔ اِن کے لئے ممکن ہے کہ وہ گیس کے ساتھ ساتھ 'سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ میں سے نکل جائیں اور سلفیورک تُرشہ اُن پر کچھ عمل نہ کرے۔ اِس قسم کے ذرّات کو روکنے کے لئے نلی کے کسی حصّہ میں معمولی رُوئی' یا شیشہ کی رُوئی' کا پھندا لگا دینا چاہیئے۔

ہائیڈروجن کے طبیعی خواص

اِن میں سے بعض، فہرست کی شکل میں درج کئے جا سکتے ہیں:—

بے رنگ
بے مزہ
بے بو
کثافت (ہوا = ۱)، ۰٫۰۶۹۵
کثافت (= ۱)، ۱
۱ لیٹر کا وزن، ۰٫۰۸۹۸۷ گرام
تپشِ فاصل، تقریباً -۲۳۴°
نوعی حرارت (گیس)، ۳٫۴
نقطۂ جوش، -۲۵۲٫۵°
نقطۂ اماعت (۵۸ ممر)، -۲۶۰°
قابلیتِ حل پانی میں، ۱۴° پر ۱۰۰ میں ۱٫۹ حجم

ہوا اِس گیس سے ۱۴٫۵ گُنا بھاری ہے - اِس لئے یہ گیس برتن میں ہوا کے رنجوار ہٹاؤ سے بھری جا سکتی ہے - اور اِسی بنا پر غباروں میں استعمال کی جاتی ہے - ہوا سے بھری ہوئی میٹری صراحی کا دھڑا کر لیا جائے اور پھر اِس صراحی میں ہوا کی بجائے ہائیڈروجن بھر لی جائے تو دھڑے کو قائم رکھنے کے لئے صراحی والے پلڑے میں ۱٫۲ گرام وزن ڈالنا پڑتا ہے - اس کی نوعی حرارت، آکسیجن کی نوعی حرارت (۰٫۲) سے تقریباً ۱۷ گنا ہے - اِس کی موصلیتِ حرارت باقی گیسوں سے زیادہ ہے - اِس لئے وہ تار جو ہوا میں کسی برقی رَو سے گرم ہو کر تاباں ہو جاتا ہے ہائیڈروجن میں اُس کو وُہی برقی رَو سُرخ حرارت پر رکھنے کے لئے بھی کفایت نہیں کرتی -

ہائیڈروجن کو قابلِ لحاظ مقدار میں سب سے پہلے ڈیوار[۱] نے ۱۸۹۸ء میں مائع بنایا - یہ مائع بے رنگ ہے - جب اِس کو

[۱] Dewar

گھٹے ہوئے دباؤ کے ماتحت تیز تیز تبخیر ہوتی ہے تو وہ جم کر بے رنگ ٹھوس بن جاتا ہے۔ مائع ہائیڈروجن میں رکھے ہوئے برتن کے اندر ہیلیئم (Helium) کے سوا باقی تمام گیسیں ٹھوس ہو جاتی ہیں۔

ہائیڈروجن بہت سی دھاتوں میں جذب ہو جاتی ہے۔ اور بیشتر محض حیلی طور پر جذب ہوتی ہے۔ چنانچہ گرم کیا ہوا لوہا حجماً اپنے سے ۱۹ گنا ہائیڈروجن کو جذب کر لیتا ہے۔ اِن ہی حالات کے ماتحت سونا ۴۶ گنا، پلاٹینم (Platinum) باریک سفوف کی شکل میں ۵۰ گنا اور پیلیڈیئم (Palladium) ۵۰۲ گنا ہائیڈروجن کو جذب کرتا ہے۔ اور چاندی کچھ بھی جذب نہیں کرتی۔ مناسب حالات کے ماتحت پیلیڈیئم (Palladium) میں ہائیڈروجن حجماً زیادہ سے زیادہ ۸۷۳ گنا جذب ہوتی ہے۔ پیلیڈیئم (Palladium) کے بارے میں یہ امر ابھی فیصلہ طلب ہے کہ آیا ہائیڈروجن کا کچھ حصہ ترکیب بھی کھاتا ہے یا اِس واقعہ کو سراسر حیلی جذب پر ہی محمول کرنا چاہیئے۔

ہائیڈروجن کے کیمیائی خواص

ہوا میں اور خالص آکسیجن میں ہائیڈروجن احتراق پذیر ہے۔ اور جب جلتی ہے تو اِس سے نیلا سا، تقریباً غیر مرئی، شعلہ پیدا ہوتا ہے۔ اِس احتراق کے دَوران میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تعامل سے بھاپ بنتی ہے۔ اور اگر شعلہ پر ٹھنڈا برتن رکھ دیا جائے تو یہ بھاپ بستگی میں آکر آبی قطروں کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔ ہائیڈروجن کا شعلہ روشنی تو بہت تھوڑی دیتا ہے لیکن اُس کی تپش بہت ہی بلند ہوتی ہے۔ چنانچہ اِس میں پلاٹینم (Platinum) بہ آسانی پگھل جاتا ہے۔ شعلہ اگر بند فضاء میں ہو تو اِس کی تپش ۲۵۰۰° سے بھی بڑھ جاتی ہے۔ جب

ہائیڈروجن اور آکسیجن کو مناسب مشعل میں ملا کر جلایا جاتا ہے - اور شعلہ میں اَنبجھے چُونے کا ٹکڑا رکھا جاتا ہے تو اِس ٹکڑے کے جس حصّہ سے شعلہ مَس کرتا ہے وہ حصّہ "سفید گرم" ہو جاتا ہے - اِس نتیجہ کو کیلسیئم کی روشنی یا چُونے کی روشنی کہتے ہیں -

جب ہائیڈروجن اور آکسیجن، شیشہ کے برتن میں، مِلا کر رکھ دی جاتی ہیں تو معمولی تپشوں پر اِن کا تعامل نہایت سُست رہتا ہے - حتیٰ کہ پانچ سال کے عرصہ میں بھی اِن میں کوئی قابلِ احساس کیمیائی امتزاج نہیں ہوتا - ہاں اگر اِس آمیزہ کو سر بمہر برتن میں بند کر کے ۳۰۰° م پر رکھا جائے تو اِس صورت میں البتہ کئی روز کے بعد خفیف سا امتزاج محسوس ہوتا ہے - یعنی اِس عرصہ میں اِن گیسوں کی خفیف خفیف سی مقداریں باہم ترکیب کھا کر پانی بنا دیتی ہیں - ۵۱۸° م پر گھنٹوں ہی میں اِن کا تعامل مکمل ہو جاتا ہے - اور ۶۰۰° م پر تعامل تیزی کے ساتھ حادث ہوتا ہے - لیکن یہ تیزی دھماکے کی حد کو نہیں پہنچتی - ۷۰۰° م پر یہ گیسیں تقریباً یک بہ یک ترکیب کھا جاتی ہیں - اِس سے ظاہر ہے کہ آمیزہ میں اگر واقعی دھماکا پیدا کرنا مطلوب ہو تو آمیزہ کو کسی ایسے جسم سے چھُو لینا ضروری ہے جو شوخ سُرخ حرارت پر ہو -

اِن واقعات سے اِس امر کی بھی توضیح ہوتی ہے کہ کیمیائی تغیرات کی رفتار پر تپش کا کیا اثر ہے - ہم اِس سے پہلے بیان کر چکے ہیں کہ تپش میں ہر ۱۰° کا انحطاط، کیمیائی تعامل کی رفتار کو گھٹا کر نصف کر دیتا ہے - اِس بنا پر سرسری تخمین سے یہ نتیجہ مترتب ہوتا ہے کہ معمولی تپشوں پر ہائیڈروجن اور آکسیجن کا امتزاج ایک ارب سال میں بھی اِس حد کو نہیں پہنچ سکتا کہ بہ آسانی احساس میں آ جائے - پھر تپش کے اِس اثر سے ظاہر ہے کہ سرد گیسوں میں بظاہر تعامل کا فقدان کیوں ہوتا ہے -

آمیزۂ مذکور میں اگر نہایت باریک منقسم پلاٹینمؔ (Platinum) رکھ دیا جائے تو گیسوں کا جو حصّہ اِس کو مَس کرتا ہے اُس کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ پھر اِس حصّہ کے تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ قرب و جوار کی تپش کو اِس حد تک بڑھا دیتی ہے کہ آمیزہ میں دھماکا ہو جاتا ہے۔ یہاں پلاٹینم محض حاملانہ عمل کرتا ہے۔ اور خود غیر متاثر رہتا ہے۔ اِس کا کام صرف اِسی قدر ہے کہ سرد گیسوں میں کیمیائی امتزاج کی رفتار کو جو اِس کے بغیر اِتنی سُست ہوتی ہے کہ کسی لحاظ کے قابل نہیں رہتی، حیرت انگیز طور پر تیز کر دیتا ہے۔

ہائیڈروجن بلا واسطہ صرف تھوڑے سے عناصر کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے۔ اِن میں سے بھی آکسیجن، کلورین، فلورین (Fluorine) اور لیتھیمؔ (Lithium) کے ساتھ تو جلد ترکیب کھا جاتی ہے اور چند اَور عناصر کے ساتھ مقابلۃً آہستہ آہستہ ترکیب کھاتی ہے۔

یہ عناصر جب پہلے ہی سے کسی دُوسری چیز کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہیں تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن اُن کے ساتھ ترکیب کھا سکتی ہے لیکن اِس طرح کہ اُس دُوسری چیز کو ہٹا دیتی ہے اور خود اُس کی جگہ لے لیتی ہے۔ اِس اعتبار سے پہلے دو عناصر یعنی آکسیجن اور کلورین کو زیادہ خصوصیت ہے۔ مثلاً جب تانبے یا لوہے کا کوئی آکسائیڈ (oxide) نلی میں رکھ کر گرم کیا جاتا ہے اور نلی میں سے ہائیڈروجن گزاری جاتی ہے تو ہائیڈروجن اِس آکسائیڈ کی آکسیجن کے

ؔ اِس کی نہایت سہولت خیز شکل اِس طرح پیدا ہو سکتی ہے کہ کلورو پلاٹینک (Chloroplatinic) تُرشہ میں اسبسطوس (Asbestos) تر کر لی جائے۔ اور پھر اِس اسبسطوس کو تیز شُعلہ میں رکھ کر گرم کیا جائے۔ اِس تدبیر سے اسبسطوس کے ریشوں پر پلاٹینم کا پتلا سا غلاف بن جاتا ہے:۔

$$H_2PtCl_6 = Pt + 4Cl + 2HCl$$

ساتھ ترکیب کھا کر پانی بنا دیتی ہے۔ اور دھات آزاد ہو جاتی ہے۔ اِن تعاملوں کی مساواتیں تیار کرنے کے لئے آؤ پہلے اُن چیزوں کے ضابطے لکھ لیں جو تعامل میں حصّہ لیتی ہیں اور اُن چیزوں کے ضابطے بھی قلمبند کر لیں جو تعامل سے پیدا ہوتی ہیں۔ چنانچہ

$$CuO + H \rightarrow H_2O + Cu,$$
$$Fe_3O_4 + H \rightarrow H_2O + Fe.$$

یہ معلوم ہے کہ آکسیجن کے ہر وزنِ جوہر کے لئے H_2 درکار ہے۔ اِس علم کی بناء پر ہم مندرجۂ بالا مساواتی تحریروں کو ذیل کی شکل دے سکتے ہیں:۔

$$CuO + 2H \rightarrow H_2O + Cu, \quad (۱)$$
$$Fe_3O_4 + 8H \rightarrow 4H_2O + Fe.$$

یہ ظاہر ہے کہ حاصل شدہ لوہے کی مقدار اُتنی ہی ہونی چاہیئے جتنی کہ ابتداءً میں تھی۔ اِس لئے

$$Fe_3O_4 + 8H \rightarrow 4H_2O + 3Fe. \quad (۲)$$

یہ تعامل اُس صنف میں شمار ہونا چاہئیں جسے ہم ہٹاؤ کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس واقعہ کو ہم یوں بیان کریںگے کہ ہائیڈروجن نے دھاتی آکسائیڈ (Oxide) میں سے دھات کو ہٹا دیا ہے۔ اِسی مفہوم کے ادا کرنے کی دو صورتیں اَور بھی ہیں۔ یعنی :۔

(ا) ہائیڈروجن آکسیڈائیز (Oxidise) ہوگئی ہے۔
(ب) دھات کا آکسائیڈ (Oxide) تحویل ہوگیا ہے۔

کیمیائی تعاملوں کی توضیحات میں اصطلاح "رغبت" کا بے محل استعمال ——

اُوپر کی تقریروں میں جن تعاملوں کا ذکر آیا ہے اُن کے

ضمن میں مناسب ہوگا کہ ایک علمی غلط بیانی کی طرف بھی اشارہ کر دیا جائے۔ اِس قسم کے تعامل جس کی ایک مثال لوہے کے مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کی تحویل ہے اُن کے متعلق کیمیا کی عامیانہ زبان میں یہ رواج ہو گیا ہے کہ اُن کی توضیح کے لئے مندرجۂ ذیل طرزِ بیان اختیار کیا جاتا ہے :۔

لوھے کی بہ نسبت، ھائیڈروجن کو آکسیجن سے زیادہ رغبت ھے۔ اِس لئے ھائیڈروجن، آکسیجن کو لوھے سے جُدا کر لیتی ہے۔

یہ بیان بظاہر بہت خوشنما معلوم ہوتا ہے۔ لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ وہ یہاں، اور اِسی طرح اکثر حالتوں میں، غلط اور محض غلط ہے۔ چنانچہ جہاں ہم نے ہائیڈروجن تیار کرنے کے قواعد سے بحث کی ہے وہاں بھاپ اور لوہے کے تعامل کا بھی ذکر کیا ہے۔ اور اِس تعامل کو تعبیر کرنے کے لئے مندرجۂ ذیل مساوات اختیار کی گئی ہے :—

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 8H.$$

اگر یہاں بھی وُہی توضیح اختیار کی جائے اور اِس کیمیائی تغیر کی ماہیت بیان کرنے میں بھی اُسی اصطلاح "رغبت" سے کام لیا جائے تو یوں کہنا پڑیگا کہ

لوھے کی بہ نسبت ھائیڈروجن کو آکسیجن سے کمتر رغبت ھے۔ اِس لئے ھائیڈروجن آزاد ھو جاتی ھے اور لوھے کا آکسائیڈ بن جاتا ھے۔

اب اِن دونوں باتوں کو نگاہ میں رکھ کر غور کرو تو صاف معلوم ہوگا کہ ایک بیان دُوسرے بیان کی ضِد ہے۔ اور یہ ظاہر ہے کہ دونوں بیان صحیح نہیں ہو سکتے۔ واقعہ یہ ہے کہ دونوں بیان ایک ایسے فرضیہ پر مبنی ہیں جو خود غلط ہے۔ یعنی جب ہم اِس طرح کی توضیح اختیار

کرتے ہیں تو گویا اس بات کی واقعیت کو تسلیم کر لیتے ہیں کہ اگر ایک عنصر دوسرے عنصر کو کسی مرکب کے وجود سے ہٹا دیتا ہے تو یہ امر ہر حال میں اُس ہٹا دینے والے عنصر کے فرطِ رغبت پر دلیل ہونا چاہیئے۔ اور یہ صحیح نہیں۔ اِس لئے لازم ہے کہ جب تک رغبت کی واقعی قدر و قیمت نگاہ میں نہ ہو حتی الوسع اِس اصطلاح کے استعمال سے احتراز کیا جائے۔ حالات کا عمل بجائے خود اِس غلط کارانہ فرضیہ کے بطلان کا ایک نہایت عمدہ ثبوت ہے۔ چنانچہ آکسیجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ میں ذرا سے پلاٹینم (Platinum) کے رکھ دینے سے اُس توانائی میں کوئی اضافہ نہیں ہو سکتا جو اِن چیزوں میں موجود ہے۔ اِس لئے یہ واقعہ اِن چیزوں کے باہم ترکیب کھا جانے کے ذاتی رُجحانوں کو بھی بڑھا نہیں سکتا۔ لیکن اِس پر بھی حقیقت یہ ہے کہ وہ تعامل جو پلاٹینم کی ناموجودگی میں تقریباً غیر موجود ہوتا ہے وہ اُس کی موجودگی میں ناگہانی طور پر دھماکو تندی کو پہنچ جاتا ہے۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ اکثر کیمیائی تغیرات کی رفتار اور سمتِ روش کے تشخیص میں کیمیائی رغبت کے علاوہ اور اسباب بھی مؤثر ہوتے ہیں جو کیمیائی رغبت سے زیادہ قوی اور زیادہ قابلِ لحاظ ہیں۔ تفصیل کے لئے کیمیائی تعادل کی بحث ملاحظہ ہو۔

اِس سلسلہ میں یہ بات بھی ذکر کے قابل ہے کہ ریل یا جہاز کی رفتار میں جب اضافہ منظور ہوتا ہے تو اِس مطلب کے لئے توانائی میں بہت کچھ اضافہ کرنا پڑتا ہے۔ لیکن کیمیائی تغیر کی رفتار میں اضافہ پیدا کرنے کے لئے کسی قسم کی توانائی کے صرف کرنے کی ضرورت نہیں پڑتی۔ چنانچہ اشیائے متعاملہ کو باہم مِلا دینے سے پہلے اِن میں فرداً فرداً جتنی توانائی موجود ہوتی ہے اُس میں کیمیائی جُفت یا کسی حامل کے وجود سے توانائی کا کوئی اضافہ متصور نہیں ہو سکتا۔ علاوہ بریں حاملانہ عمل کرنے والی چیز اپنا کام کر لینے کے بعد ویسی ہی غیر متغیر پائی جاتی ہے اور حاملانہ عمل کے لئے ویسی ہی کارگزار ہوتی ہے جیسی کہ پہلے تھی۔ اِس بنا پر ہم کہہ سکتے ہیں کہ اِن

وسائل پر نظراً کچھ بھی صرف نہیں ہوتا اور کیمیائی تغیر کی رفتار مُفت میں تیز ہو جاتی ہے۔ آگے چل کر سلفیورک تُرشہ کی صنعت کا تماسی قاعدہ اِس بات کو بخوبی روشن کر دیگا کہ تجارتی کاروبار نے اِس واقعہ سے کس طرح اور کس حد تک فائدہ اُٹھایا ہے۔

عامل ہائیڈروجن
یا
ناشی ہائیڈروجن

ہائیڈروجن گیس جب پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) ($KMnO_4$) کے آبی محلول میں گزاری جاتی ہے تو اُس پر کوئی عمل نہیں کرتی۔ لیکن اِس محلول میں جب سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر تھوڑا سا جست رکھ دیا جاتا ہے تو اِس صورت میں جست اور تُرشہ کے تعامل سے جو ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے وہ پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کو بہت جلد تحویل کر دیتی ہے۔ اِس واقعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ اِس دُوسری صورت میں ہائیڈروجن بہت زیادہ عامل ہے۔ اب سوال یہ ہے کہ یہ واقعہ کس بات کا نتیجہ ہے؟ اِس واقعہ کی توجیہ کے لئے سب سے پہلے ہماری نگاہ اِس بات کی طرف جاتی ہے کہ دُوسری صورت میں ہائیڈروجن جست کی سطح پر آزاد ہوتی ہے۔ اور جست کا تماسی (حاملانہ) عمل اِس کی عاملیت کو بڑھا دیتا ہے۔ صرف جست ہی پر موقوف نہیں بہت سی دھاتوں کا یہ حال ہے کہ اُن میں کم و بیش ہائیڈروجن کی عاملیت میں اضافہ کر دینے کی قابلیت ہے۔ مثلاً پلاٹینم (Platinum) یا پیلیڈیئم (Palladium) میں جو ہائیڈروجن جذب ہو جاتی ہے یا اِن

دھاتوں سے بنائے ہوئے برقی قطبوں پر جو ہائیڈروجن برق پاشیدگی کے دَوران میں آزاد ہوتی ہے وہ بہت تیز محوّلانہ عمل کرتی ہے۔ اِسی طرح تماسی عوامل دیگر عناصر کو بھی زیادہ عامل کر دیتے ہیں۔ چنانچہ آگے چل کر سلفرٹرائی آکسائیڈ (Sulphurtrioxide SO_3) کی تیاری میں تم دیکھو گے کہ پلاٹینم کا تماسی عمل آکسیجن کی عاملیت کو تیز کر دیتا ہے۔

ہائیڈروجن کی اِس بڑھی ہوئی عاملیت کی حالت کو عام طور پر ہائیڈروجن کی ناشیانہ حالت کے نام سے بیان کیا جاتا ہے۔ اور یہ محض اِس لئے کہ ایسی صورتوں میں جن چیزوں سے ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے جب اُن کے ساتھ مِلا کر اِس کا تصور کیا جاتا ہے تو یہی حالت جزوِ مشترک نظر آتی ہے۔ لیکن اِس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ اِس عاملیت کی حالت کو اِس قسم کے ناشیانہ حصولِ آزادی کے فعل سے کوئی اِس طرح کا ضروری تعلق نہیں کہ یہ فعل محولانہ عمل کے بروئے کار آنے کے عین متصل اور ماقبل سرزد ہو۔ چنانچہ پلاٹینم کی موجودگی میں آکسیجن کی عاملیت بہت کچھ بڑھ جاتی ہے حالانکہ اُس کی عاملیت کے بروئے کار آنے سے پہلے اور اُس سے عین متصل کوئی ایسا فعل سرزد نہیں ہوتا۔ اِس بیان کی مزید توضیح کے لئے ذیل کے تجربہ پر غور کرو:۔

تین امتحانی نلیوں میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) کا ہلکا سا محلول بھرو۔ اور اِن میں سے ایک نلی میں جست کی گرد ڈالو۔ دیکھو جست، ہائیڈروجن پیدا کرتا ہے اور پوٹاسیئم پرمینگانیٹ تحویل ہو کر اپنا رنگ کھو دیتا ہے۔ دُوسری نلی میں تھوڑا سا سیاہ پلاٹینم ڈال کر ہائیڈروجن گیس کی رَو گزارو۔ دیکھو یہاں بھی پرمینگانیٹ بہت جلد تحویل ہو جاتا ہے۔ اب تیسری نلی میں ہائیڈروجن کی رَو گزارو تو یہاں پرمینگانیٹ پر کچھ بھی اثر نہیں ہوتا۔ واقعہ یہ ہے کہ دُوسری نلی میں پلاٹینم (Platinum) کا تماسی عمل ہائیڈروجن کی عاملیت میں اضافہ

کر دیتا ہے۔

ناشی ہائیڈروجن کی اصطلاح کا استعمال کئی معنوں میں ہوتا ہے۔ اور اِس طرح اِس کے مفہوم اور واقعات کے تصور میں بہت کچھ خلطِ مبحث پیدا ہو گیا ہے۔ چنانچہ اِس اصطلاح کے جو مفہوم عام طور پر رائج ہیں اُن کی تفصیل حسبِ ذیل ہے :۔

(۱) ناشی اپنے لغوی مفہوم کے اعتبار سے۔ اِس صورت میں ہائیڈروجن کی وہ حالت مُراد ہے جب کہ وہ ابھی ابھی پیدا ہوئی ہو۔

(۲) معمولی سے جُداگانہ۔ یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ ہائیڈروجن کی کوئی بہروپی شکل۔

(۳) اکثر اِس کے مفہوم کو اِس حد تک محدود کر دیا جاتا ہے کہ اِس سے ہائیڈروجن کی ایک مخصوص بہروپی شکل' یعنی جوہری ہائیڈروجن' مُراد ہوتی ہے۔

(۴) ھیبر^ھ وغیرہ نے اِس کے استعمال میں اِسی مفہوم کو ملحوظ رکھا ہے جو تقریرِ بالا میں ہمارے مدِنظر رہا ہے۔ یعنی ایسی ہائیڈروجن جس کی عاملیت کو کسی دھات کے تماس نے اُکسا دیا ہو۔

(۵) عاملیت کی یہ توجیہ کی جاتی ہے کہ آزاد ہائیڈروجن اور محوّل کے مجموعہ کی بہ نسبت جست' تُرشہ' اور محوّل' کے مجموعہ میں آزاد توانائی کی مقدار بہت زیادہ ہوتی ہے۔

اِن مفہوموں پر غور کرو۔ (۱) کے سوا باقی سب کا یہ حال ہے کہ اُن پر اصطلاحِ ناشی کا اطلاق محض غلط ہے۔

مندرجۂ ذیل بیانات سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ اِن پانچ مفہوموں میں سے کون سا مفہوم تجربی واقعات سے لگا کھاتا ہے۔ اور یہ ظاہر ہے کہ اصطلاح کا جو مفہوم تجربی واقعات سے زیادہ مناسبت رکھتا ہو وُہی زیادہ صحیح متصور ہونا چاہیئے :۔

اِس شکل کی ہائیڈروجن جس پر ناشی کا اطلاق ہو سکتا ہو کبھی مشاہدہ میں

ھ Haber

نہیں آئی اور نہ کبھی اِن انفرادی حالت میں دستیاب ہوئی ہے۔ یہ واقعہ مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے۔

اگر اِس حالت کی ہائیڈروجن کوئی بہروپی شکل (۲ و ۳) ہے تو اِس کی عاملیت کی وسعت اپنی کیفیت کے اعتبار سے معین ہو سکتی ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ مرتکز سلفیورک ترشہ تانبے کے ساتھ تو سلفرڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) SO_2 پیدا کرتا ہے اور جست کے ساتھ ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide) H_2S یعنی اگر دونوں صورتوں میں ہائیڈروجن ہی اِن چیزوں کی پیدائش کے لئے شئے عامل ہے تو وہ دوسرے واقعہ کے حدوث میں پہلے کی بہ نسبت یقیناً بہت زیادہ عامل ہے۔ پھر اِس سے بھی زیادہ حیرت کی بات یہ ہے کہ ہلکائے ترشہ کی برق پاشیدگی کے دوران میں اگر برقی قطب، پلاٹینم کا ہو تو حل شدہ ہوائی آکسیجن، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) H_2O_2 میں تحویل ہو جاتی ہے۔ اور اگر وہ کاربن کا ہو تو اُس کو یہ تغیر قطعاً لاحق نہیں ہوتا۔ آگے چل کر تمہیں معلوم ہوگا کہ برق پاشیدگی سے جو ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے وہ اگر پارے کی سطح پر پیدا ہو تو ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) کی پیدائش میں زیادہ موثر ہوتی ہے۔ اور اگر کسی اور دھات کے برقی قطب پر پیدا ہو تو اتنی موثر نہیں ہوتی۔ اِن تمام واقعات کو دیکھو۔ ہائیڈروجن ہر حال میں وہی ہے اور اُس کے عمل مختلف ہیں۔ یہ امر مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے۔ اور مفہوم (۴) کا موید۔

ہائیڈروکلورک (Hydrqoblorio) ترشہ میں جب کچھ نائیٹرک ترشہ ملا دیا جاتا ہے تو جست کے تعامل سے امونیا پیدا ہوتی ہے۔ میگنیشیم (Magnesium) کے تعامل سے امونیا پیدا نہیں ہوتی، اور قلعی کے تعامل سے امونیا اور ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) دونوں چیزیں بنتی ہیں۔ یہاں بھی ہائیڈروجن ہر حال میں وہی ہے۔ فرق صرف یہ ہے کہ تماسی عامل یعنی دھاتیں مختلف ہیں۔ اور ہر دھات کے ساتھ ترشہ کی آزاد توانائی مختلف ہے۔ یہ واقعہ مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے اور مفہوم (۴)، اور (۵)، کا موید۔

بات یہ ہے کہ ناشی ہائیڈروجن کا خیال خواہ مخواہ بلاضرورت پیدا کر لیا گیا ہے۔ چنانچہ ایک دانائے کیمیا نے یہ معلوم کیا کہ خشک پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium Nitrate)

اور نابیدہ فارمک (Formic) ترشہ (HCOoH) کے آمیزہ کو گرم کرنے سے نائیٹرس آکسائیڈ N_2O (Nitrous oxide) تیار ہو سکتا ہے :-

$$2\,KNO_3 + 6HCOoH \rightarrow N_2O + 4CO_2 + 5H_2O + 2KCOoH.$$

اور اِس واقعہ کو بھی اُس نے "ناشی ہائیڈروجن" سے منسوب کر دیا۔ حالانکہ تُرشۂ مذکور بلا شبہ بہ ہیئتِ مجموعی محوّلانہ طاقت رکھتا ہے۔ اور جب واقعہ یہ ہے تو تعامل کی توجیہ میں "ناشی ہائیڈروجن" کو خواہ مخواہ بلا ضرورت گھسیٹ لینے سے کیا فائدہ ؟ اور اگر یہی کرنا ہو تو پھر کیوں ہر جگہ اِسی خیال کی عملداری نہ رہے۔ مثلاً چونکہ ہائیڈروجن اور کلورین کے متعلق ہمیں معلوم ہے کہ یہ عناصر اگر سرد ہوں تو باہم ترکیب نہیں کھاتے۔ اِس لئے جب سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ اور معمولی نمک کے تعامل سے ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) پیدا ہوتا ہے تو یکرنگی کو قائم رکھنے کے لئے یہاں بھی ہمیں یوں کہنا چاہیئے کہ "ناشی ہائیڈروجن" اور "ناشی کلورین" پیدا ہوئی تھیں اور پیدا ہونے کے بعد باہم ترکیب کھا گئی ہیں۔ دوسرے لفظوں میں دو عناصر کا ہر امتزاج جو بلا واسطہ امتزاج کی شکل میں نہ ہو اُس کی توجیہ ناشیانہ عمل ہی سے کرنا چاہیئے۔ لیکن ناشیانہ عمل کے خیال کی حمایت کرنے والوں کا یہ حال ہے کہ دوئیلی تحلیل پر جاکر اِس منطقی ضرورت کو یکسر فراموش کر دیتے ہیں۔

اِس بات میں کوئی شُبہ معلوم نہیں ہوتا کہ مختلف دھاتوں کا تماس آزاد ہائیڈروجن میں اِس طرح کی قابلیت پیدا کرتا ہے کہ وہ ایک ہی چیز میں مختلف کیمیائی تعامل پیدا کرتی ہے۔ یہ بھی ظاہر ہے کہ بعض کیمیائی تعاملوں میں ہائیڈروجن مقابلۃً زیادہ توانائی لئے ہوئے آزاد ہوتی ہے۔ اِس زائد توانائی کی قدر و قیمت کے اعتبار سے ہائیڈروجن کی عاملیت کے مدارج میں اختلاف نمودار ہو۔

مشقیں

۱۔ تُرشوں کی عمومی ماہیت بیان کرو۔

۲۔ اصلیہ سے کیا مُراد ہے ؟ اصلیہ کی کتنی قسمیں ہیں ؟

اپنے بیان کو ترشوں کی مثالوں سے واضح کرو۔

۳۔ کیمیائی تغیرات میں ہٹاؤ سے کیا مُراد ہے؟

۴۔ گیسوں کی تخلیص کے لئے کون کون سے قاعدے اختیار کیۓ جا سکتے ہیں؟

۵۔ مندرجہ ذیل امور کو مساواتوں سے تعبیر کرو:۔

(ا) لیڈ پر آکسائیڈ (Lead peroxide) PbO_2 کی تحویل ہائیڈروجن کے تعامل سے۔

(ب) ایلومینیم (Aluminium) اور سرد پانی کا تعامل۔

(ج) ایلومینیم اور بھاپ کا تعامل جب کہ ایلومینیم سُرخ حرارت پر ہو۔

۶۔ مندرجہ ذیل تعاملوں کے لئے مساواتیں مرتب کرو:۔

(ا) میگنیسیم اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کا تعامل جس کے سے ہائیڈروجن اور $MgCl_2$ پیدا ہوتے ہیں۔

(ب) جست اور دھات کا تعامل جس سے ہائیڈروجن اور ZnO پیدا ہوتے ہیں۔

چوتھی فصل

ہائیڈروجن اور آکسیجن کے مرکب

۱- پانی

اپنی قدرتی بہتات کی وجہ سے پانی ایک نہایت معروف کیمیائی چیز ہے۔ سمندر روئے زمین کے تقریباً تین چوتھائی حصّہ پر چھایا ہوا ہے۔ اور روئے زمین کے وہ حصّے جو بہت آباد ہیں اُن میں جھیلوں اور ندّیوں کی کثرت ہے۔

پانی، حیوانات اور نباتات کے جسموں میں بھی بکثرت پایا جاتا ہے۔ اور واقعہ یہ ہے کہ یہی چیز تمام حیوانی اور نباتی اجسام کے زندگانہ افعالِ جسمانی کا سرمایۂ حیات ہے۔

قدرتی پانی ———

قدرتی طور پر جو پانی پایا جاتا ہے اُس میں اَور اَور مادّے بھی موجود ہوتے ہیں۔ اور اِس اعتبار سے مختلف مقامات کے پانیوں میں بہت کچھ اختلاف محسوس ہوتا ہے۔ چنانچہ سمندر کے پانی میں تقریباً ۳٫۶ فی صدی ٹھوس مادّہ گھلا ہوا ہوتا ہے۔ اور بارش کے پانی کا یہ حال

ہے کہ وہ گویا تمام قدرتی پانیوں میں خالص ترین پانی ہے۔ لیکن یہ پانی بھی اپنے ماسوا کی آمیزش سے قطعاً پاک نہیں ہوتا۔
بارش کے پانی کو جب ہم گرم کرتے ہیں، تو اُس میں برتن کے پہلوؤں پر گیس کے بلبلے دکھائی دیتے ہیں۔ یہ واقعہ اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ بارش کا پانی جب ہوا میں سے گزرتا ہوا زمین کی طرف آتا ہے تو رستے میں ہوا کی آکسیجن اور نائیٹروجن وغیرہ کو حل کر لیتا ہے۔ جب اِس پانی کی اچھی خاصی مقدار کو تبخیر کیا جاتا ہے تو کچھ ٹھوس ثفل باقی رہ جاتا ہے۔ اِس ثفل میں گرد و غبار کے علاوہ بعض کیمیائی اشیاء، مثلاً امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) کی قلمیں بھی پائی جاتی ہیں۔

کنوؤں اور چشموں کے پانیوں میں سے اور اُن پانیوں میں سے جو زمین کی سطح پر بہتے ہیں جن پانیوں میں کیلسیئم سلفیٹ (Calcium Sulphate)، کیلسیئم بائی کاربونیٹ (Calcium bicarbonate) اور میگنیسیئم کے مرکبات گھلے ہوئے ہوتے ہیں اُنہیں بھاری کہتے ہیں۔ اِن ہی ماخذوں میں سے بعض کے پانیوں میں لوہے کے مرکبات پائے جاتے ہیں اور بعض میں اُبال معلوم ہوتا ہے۔ اِس قسم کے اُبلتے ہوئے پانیوں میں سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) نکلتا ہے۔ ایسے پانیوں کو معدنی پانی کہتے ہیں۔

پانی میں جتنی حل شدہ چیزیں پائی جاتی ہیں وہ سب کی سب پانی کو اُس وقت حاصل ہوتی ہیں جب کہ وہ زمین کی سطح پر بہ رہا ہوتا ہے یا رِس رِس کر اُس کے اندر حرکت کرتا ہے۔

وہ پانی جو خانگی ضروریات میں استعمال ہوتا ہے اُس کا امتحان نہایت ضروری ہے۔ اِس امتحان کی غایت صرف یہی نہیں ہوتی کہ بھاری پن پیدا کرنے والے اجزا کی مقدار متحقق ہو جائے بلکہ یہ معلوم کرنا بھی مقصود ہوتا ہے کہ پانی میں حل شدہ نامیاتی مادّہ کا تناسب کیا ہے۔ یہ مادّہ عموماً حیوانی فضلات سے پانی میں پہنچتا ہے۔ اور اِس سے

پانی صحت کے لئے مُضر ہو جاتا ہے۔ یہ مادّہ بذاتِ خود تو کچھ ایسا مُضر نہیں لیکن اِس کے سڑنے سے جو جراثیم پیدا ہو جاتے ہیں حقیقت میں وہ نہایت مُضر ہیں۔

پانی کی تخلیص

پانی میں جو اُس کا ماسوا شامل ہو جاتا ہے وہ دو قسموں میں تقسیم ہو سکتا ہے:—

(۱) حل شدہ مادّہ۔

(۲) معلّق مادّہ۔

ہر طرح کے قدرتی پانی میں اِن دو قسموں میں سے کسی نہ کسی قسم کا لوث ضرور موجود ہوتا ہے۔ اور قدرتی پانی کہیں بھی ایسا نہیں آسکتا کہ اُس میں اِس طرح کے لوث موجود نہ ہوں۔ اِس لئے کیمیائی دار التجربہ میں، کشید کیا ہؤا پانی استعمال کیا جاتا ہے جو کم و بیش خالص ہوتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ کشید کرنے سے خالص پانی حاصل ہو سکتا ہے لیکن اِس مطلب کے لئے عام طور پر جو تدبیریں اختیار کی جاتی ہیں، اُن سے پانی کی کامل تخلیص کا انتظام نہیں ہو سکتا۔ ہاں اگر پلاٹینم (Platinum) کا قرنبیق اور پلاٹینم ہی کا مکثفہ استعمال کیا جائے تو البتہ مقابلۃً بہت زیادہ تخلیص میسر آسکتی ہے۔ لیکن مشکل یہ ہے کہ پانی کی محلّلانہ طاقت اُس کو خالص نہیں رہنے دیتی۔ چنانچہ وہ جس برتن میں رکھا ہوتا ہے تھوڑی ہی سی دیر میں اُس کے کسی نہ کسی حصّہ کو حل کر لیتا ہے اور غیر خالص بن جاتا ہے۔ اور معمولی شیشہ کا تو یہ حال ہے کہ وہ پانی میں اِس حد تک حل ہو جاتا ہے کہ پانی میں بخوبی محسوس ہو سکتا ہے۔

پانی کے خلوص کی تحقیقات کا نہایت آسان طریق یہ ہے کہ اِس میں برقی رَو کو جو مزاحمت پیش آتی ہے اُس کی تخمین سے کام لیا جائے۔

کشید کے عمل سے جو خالص ترین پانی حاصل ہو سکتا ہے اُس کا صرف ایک ملی میٹر لمبا اُستوانہ بھی برقی رَو کے لئے اِس قدر مزاحمت پیدا کر دیتا ہے کہ اُتنی ہی تراشِ عمودی کا اِتنا لمبا تانبے کا تار جو زمین کے خطِ استوا پر زمین کے گرداگرد ایک ہزار مرتبہ لپیٹا جا سکتا ہو، اِتنی مزاحمت کی پیدائش پر قادر نہیں ہوتا۔ لیکن وُہی پانی اگر چند دقیقوں کے لئے ہوا میں کھول کر رکھ دیا جائے، یا شیشہ کے برتن کو چھولے، تو اِتنی ہی سی دیر میں وہ مُوصِل مادہ کی اِتنی مقدار حل کر لیتا ہے کہ مزاحمت بہت کچھ گھٹ جاتی ہے۔

معمولی اغراض کے لئے معلق مادہ کا دفعیہ تقطیر سے کر لیا جاتا ہے۔ دارالتجربہ میں یہ کام ایسے کاغذوں سے لیا جاتا ہے جن پر وہ لیس دار مادّہ نہ لگایا گیا ہو جو مسامات کی بندش، اور سیاہی کو پھیلنے سے روکنے کے لئے کاغذ کی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے۔ اِس کاغذ میں ایسے چھوٹے چھوٹے سے مسام ہوتے ہیں کہ پانی اور حل شدہ مادّہ تو اُن میں سے گزر جاتا ہے لیکن پانی میں معمولی طور پر جو ناحل شدہ مادّہ موجود ہوتا ہے وہ اُن میں سے گزرنے نہیں پاتا۔ جب وسیع پیمانہ پر تقطیر منظور ہوتی ہے تو باریک سنگریزوں کے طبقے استعمال کئے جاتے ہیں۔ خانگی ضروریات کے لئے پاسٹیر[1] کی تدابیر[2] نہایت موزوں اور مناسب ہے۔ اِس میں غیر مجلا چینی کی بند نلی سے کام لیا جاتا ہے۔ پانی اپنے ذاتی دباؤ سے اِس نلی کے مسامات میں سے رِس رِس کر نکلتا رہتا ہے۔ اِس قسم کی نلیوں کے متعلق یہ احتیاط نہایت ضروری ہے کہ وہ وقتاً فوقتاً صاف کر لی جائیں۔ تاکہ اُن میں نامیاتی اور سڑا بُسا مادہ جمنے نہ پائے۔ اگر یہ احتیاط ملحوظ نہ ہو تو نلی جراثیم کا مولد و مبدار بن جاتی ہے۔ اور پھر ظاہر ہے کہ پانی کو ایسی نلیوں میں آکر پاک اور صاف ہونے کی بجائے اور زیادہ

---

[1] Pasteur

[2] حال میں اورنگ زیب عالمگیر شہنشاہِ ہندوستان کا ایک بہت بڑا سا برتن دستیاب ہوا ہے جس میں اِسی طریق سے پانی تقطیر ہوتا تھا۔

مُضر ہونا چاہیئے۔

حل شدہ مادہ کا دفعیہ تقطیر سے ممکن نہیں۔ اِس کے لئے کشید کی ضرورت ہے۔ کشید کے دَوران میں پانی بھاپ میں تبدیل ہوتا ہے اور بھاپ ٹھنڈی ہوکر پھر پانی کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔ اِس عمل میں چونکہ پانی کو بھاپ بننا پڑتا ہے اِس لئے کشید کئے ہوئے پانی میں صِرف گیسیں یا طیران پذیر مایع چیزیں ہی باقی رہ سکتی ہیں۔

پانی کے طبیعی خواص :—

جب ہم پانی کے گہرے طبقہ میں سے کسی سفید چیز کو دیکھتے ہیں تو اِس مایع کا رنگ آسمانی یا سبزی مائل آسمانی نظر آتا ہے۔ ۷۶۰ سمر دباؤ کے ماتحت، ۰° م اور ۱۰۰° م کے درمیان، پانی مایع کی حالت میں ہوتا ہے۔ ۰° م سے نیچے ٹھوس اور ۱۰۰° م سے بلند تر تپش پر گیس کی شکل میں رہتا ہے۔ تمام کیمیائی چیزوں میں پانی ہی وہ چیز ہے جسے ہم سب سے زیادہ استعمال کرتے ہیں۔ اِس بناء پر کیمیا دان کے لئے پانی کے خواص سے واقف ہونا لازم اور لابدی ہے۔ علاوہ بریں مایعات کی بحث میں پانی کو ہم نمونہ کے طور پر بھی اختیار کر سکتے ہیں۔ کیونکہ اِسے دیگر مایعات سے جو کچھ اختلاف ہے وہ صِرف تفصیلیات میں ہے اور اُصولاً اِس کی بحث تمام مایعات کی بحث پر حاوی ہو سکتی ہے۔

پانی کے متعلق یہ امر نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ ۴° م پر کے ایک مکعب سمر پانی کے وزن کو علمی ضروریات کے لئے وزن کی اِکائی اختیار کر لیا گیا ہے۔ اِس اِکائی کو ہم گرام کہتے ہیں۔ ایک کِلوگرام[1] پانی ۰° م پر ۱٫۰۰۰۱۲ لیتر میں سماتی ہے۔ یعنی ۴° م پر کے مقابلہ میں ۰° م کی تپش پر اِس کا حجم بقدر ۰٫۱۲ مکعب سمر

[1] کِلو (Kilo) بمعنی ہزار۔

کے زیادہ ہوتا ہے۔ ایک کِلوگرام یخ ۰° م کی تپش پر ۱٫۰۹۰۸۳ لِیٹر میں سماتا ہے۔ یعنی تپشِ مذکور پر اِس کا حجم اپنے ہموزن پانی کے حجم سے بقدر ۰۹٫۱۰ مکعب سمر کے زیادہ ہوتا ہے۔ اِتنے ہی وزن کا پانی جب ۱۰۰° م پر پہنچتا ہے تو اِس کا حجم ۱٫۰۴۳۲ لیٹر ہو جاتا ہے۔

یخ :—

ایک گرام پانی کی تپش میں جب ایک درجہ کی ترقی ہوتی ہے تو اِسے تعریفِ حرارہ کے اعتبار سے ہم یوں تصور کرتے ہیں کہ اِس پانی میں حرارت کا ایک حرارہ داخل ہو گیا ہے۔ اور جب ایک گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کا تنزل ہوتا ہے تو ہم یوں سمجھتے ہیں کہ اِس پانی سے حرارت کا ایک حرارہ خارج ہو گیا ہے۔ لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ ۰° تپش کا ایک گرام پانی جب ۰° تپش کے ایک گرام یخ میں تبدیل ہوتا ہے تو اِس واقعہ کو بھی ہم اِسی طرح قیاس کر سکتے ہیں۔ حقیقت یہ ہے کہ ۰° م پر کے ایک گرام پانی کو ۰° م پر کے ایک گرام یخ میں بدل دینے کے لئے اِس پانی سے حرارت کے ۷۹ حراروں کا اخراج لازم ہے۔ اور جب ایک گرام یخ پگھلتا ہے تو اِسی قدر حرارت اماعتِ محض میں جذب ہو جاتی ہے۔ حرارت کی اِس مقدار کو یخ کی حرارتِ اماعت کہتے ہیں۔

یہ ظاہر ہے کہ ۰° م پر پانی اور یخ کے آمیزہ میں پانی اور یخ کے تناسب کو ہمیشہ غیر متغیّر رہنا چاہیئے۔ ہاں اگر تپش میں کچھ فرق آجائے تو البتہ اِس فرق کی مناسبت سے تناسبِ مذکور میں بھی فرق آجانا ضروری ہے۔ مثلاً اگر تپش میں کسی وجہ سے مستقل ترقی کا رجحان پیدا ہو تو ضرور ہے کہ آمیزہ کا کچھ یخ پانی کی شکل اختیار کر لے اور اگر تپش میں مستقل تنزل کا کچھ رجحان ہو جائے تو آمیزہ کے پانی کی کچھ مقدار یخ بن جائے۔ اِس واقعہ سے ضمناً یہ بھی ظاہر ہے کہ ۰° م

کی تپش پر یخ پانی کی شکل اختیار کرتا ہے اور اسی تپش پر پانی یخ بنتا ہے ۔ اِس بنار پر ۰م کو پانی کا **نقطۂ انجماد** بھی کہتے ہیں اور یخ کا **نقطۂ اماعت** بھی ۔ اِس نقطہ پر پانی اپنی ایک حالت کو چھوڑ کر دُوسری حالت اختیار کرتا ہے ۔ اِس اعتبار سے یہ نقطۂ تپش گویا پانی کا **نقطۂ مُرور** ہے ۔

دیگر اجسام یا اجسام کے مجموعوں کو تخمین و مشاہدہ کے دَوران میں مستقل تپش پر رکھنے کے لئے نقاطِ مُرور کیمیا میں بہت بکار آمد ہیں ۔ مثلاً جب کوئی جسم یخ اور پانی کے آمیزہ میں رکھ دیا جاتا ہے اور آمیزہ کو حرکت میں رکھنے کا انتظام کر دیا جاتا ہے تو جب تک آمیزہ میں دونوں اجزار موجود رہتے ہیں جسمِ مذکور کی تپش خود بخود ایک نقطۂ ثابت یعنی ۰م پر رہتی ہے ۔

بھاپ اور آبی تناؤ :—

ایک کرۂ ہوائی دباؤ کے ماتحت ۱۰۰م پر پانی جلد جلد بھاپ کی شکل اختیار کرتا جاتا ہے ۔ اور اِس سے پست تر تپشوں پر یہی کیفیت اُس پر آہستہ آہستہ طاری ہوتی ہے ۔ یہاں تک کہ جب وہ ٹھوس کی حالت میں ہوتا ہے تو اِس صورت میں بھی تبخیر کا عمل جاری رہتا ہے ۔ مختلف تپشوں پر پانی کی جتنی جتنی مقدار بخار کی شکل میں ہوتی ہے اُس کی تعریف کا بہترین اسلوب یہ ہے کہ بخار سے جو کیسی دباؤ حادث ہوتا ہے اُس سے کام لیا جائے ۔ سطحِ آب پر کی فضار میں جو آبی مواد بخار کی شکل میں موجود ہوتا ہے یہ دباؤ اُس کے ارتکاز کا متناسب رہتا ہے ۔ اور ہر تپش کے مقابلہ میں اِس کی ایک خاص اور معیّن قیمت ہے ۔ اِس دباؤ کی توضیح کے لئے ایک نہایت عمدہ تدبیر یہ ہے کہ بارپیما کے بالائی خلا (شکل ۱۹) میں پانی کے چند قطرے داخل کر دیئے جائیں ۔ تفصیل اِس اجمال

کی حسب ذیل ہے :——

شکل میں بائیں ہاتھ کی نلی پارے کی اُس حالت کو دکھا رہی ہے جب کہ پارے کی سطح پر کسی چیز کا دباؤ نہیں ۔ اور دائیں ہاتھ کی نلی کے واردات اُس نتیجہ کی تعبیر ہیں جو پارے کی سطح پر کے خلا میں پانی کے قطرے داخل کردینے سے پیدا ہوتا ہے ۔ کرۂ ہوائی کا دباؤ دونوں نلیوں کے لئے یکساں ہے ۔ لیکن اب دائیں ہاتھ کی نلی میں کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے کے لئے پارے کی کمتر بلندی کفایت کرتی ہے ۔ اِس سے ظاہر ہے کہ کوئی چیز اِس نلی میں پارے کی سطح کو دبائے ہوئے ہے اور اسی چیز کا دباؤ پارے کے دباؤ کے ساتھ مل کر وہ مجموعی تناؤ پیدا کر رہا ہے جو کرۂ ہوائی کے دباؤ کے ساتھ تعادل پیدا کرنے کے لئے درکار ہے۔ یہ چیز بلاشبہ آبی بخارات کے سوا اور کچھ نہیں۔ اِن بخارات کا دباؤ دونوں نلیوں کے پارے کی بلندیوں کا مقابلہ کرنے سے معلوم ہو سکتا ہے۔ چنانچہ دونوں اُستوانوں کا فرق اِس دباؤ کی قیمت کو تعبیر کرتا ہے۔ اِس دباؤ کو ہم پانی کا بخاری دباؤ کہتے ہیں۔



شکل ۱۹

دائیں ہاتھ کی نلی کو جو دُوسری نلی غلاف کے طور پر محیط ہے اِس کے اندر ہم یخ یا گرم پانی رکھ سکتے ہیں ۔ اور اِس تدبیر سے یہ فائدہ مترتب ہو سکتا ہے کہ خلا میں جو پانی داخل کیا جاتا ہے اُس کو اور آلہ کے اُن حصّوں کو جو اِس پانی کے ساتھ براہِ راست مَس کر رہے ہوتے ہیں ہم ۰° م اور ۱۰۰° م کے مابین جس تپش پر چاہیں رکھ سکتے

ہیں۔

غلاف میں جب یخ رکھا جاتا ہے اور خلا میں بھی یخ ہی کا ٹکڑا داخل کیا جاتا ہے تو خلا کے اندر اِس یخ سے جو بخارات پیدا ہوتے ہیں وہ بہت جلد اِس حد کو پہنچ جاتے ہیں کہ اُن کا دباؤ ۵ء۴ مم ہو جاتا ہے۔ یعنی یخ کا بخاری دباؤ کرۂِ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے میں ۵ء۴ مم پارے کی جگہ لے لیتا ہے اور اِس لئے پارے کا اُستوانہ ۵ء۴ مم پست ہو جاتا ہے۔ اِسی طرح پانی ۱۰°مد پر پارے کو ۹ء۱ مم اور ۲۰°مد پر ۴ء۱۷ مم گرا دیتا ہے۔ اِس بنا پر یہ قیمتیں اِن تپشوں پر پارے کی بلندیوں کے اعتبار سے آبی بخارات کے دباؤ کی قیمتیں ہیں۔

پارے کی سطح کے دب جانے سے جتنی فضا پیدا ہو جاتی ہے اُس کو بخار سے بھر دینے کے لئے جس قدر پانی درکار ہوتا ہے اگر پانی اُس سے ذرا زیادہ ہو تو پانی کی مقدار کے فرق سے بخار کے دباؤ میں کوئی فرق پیدا نہیں ہوتا۔ ہاں یہ امر البتہ قابلِ لحاظ ہے کہ اگر بہت سا پانی داخل کر دیا گیا ہو تو کرۂِ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے میں زائد پانی کا ذاتی وزن یقیناً اپنے ہموزن پارے کی جگہ لے لیگا اور اِسی مناسبت سے پارے کا اُستوانہ اِس پانی کے زیرِ اثر پست ہو جائیگا۔ اِس لئے اگر تجربہ میں پانی کا قابلِ تخمین اُستوانہ پیدا ہو جائے تو اُس کا محسوب کرنا ضروری ہے۔ اِس مطلب کے لئے اُستوانۂِ آب کی بلندی کو ۶ء۱۳ (یعنی پارے کی کثافتِ نوعی) پر تقسیم کرنا چاہیئے اور پھر حساب میں اِس کے حاصل کو یوں تصور کرنا چاہیئے کہ گویا وہ پارے ہی کا ایک حصّہ ہے۔

اُوپر کی تقریر سے ظاہر ہے کہ مختلف تپشوں پر آبی بخارات کا دباؤ مختلف ہوتا ہے۔ یعنی دباؤ کے اِس اختلاف کو پیدا کرنے کے لئے تپش کے اختلافات کے ساتھ ساتھ پانی کی طاقت بدلتی جاتی ہے۔ اور یہ واقعہ ایک خاص اہمیت رکھتا ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس کے بیان کرنے کے لئے ایک خاص اصطلاح اختیار کی جائے۔ یہ اصطلاح

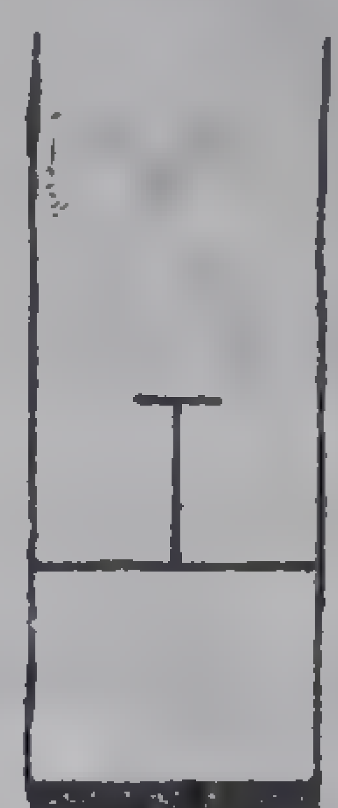
آبی تناؤ ہے۔ چنانچہ پانی کی اس طاقت کو ہم اس مایع کا آبی تناؤ کہینگے۔ کسی معلوم تپش پر آبی تناؤ کی مقدار دریافت کرنا ہو تو اس امر کے لئے یہ دیکھنا چاہیئے کہ اس معلوم تپش پر بخارات کا اعظم دباؤ کیا ہے۔

پانی کے متعلق یہ واقعہ بھی قابل ذکر ہے کہ بلند تپشوں پر پارے کے اُستوانہ کا تنزل بہت بڑھ جاتا ہے۔ چنانچہ

تپش	پارے کا تنزل
۵۰°	۹۲ مم
۷۰°	۲۳۳٫۳ مم
۹۰°	۵۲۵٫۵ مم
۱۰۰°	۷۶۰ مم یعنی ۱ کرۂ ہوائی
۱۲۱°	۱۵۲۰ مم
۱۸۰°	۷۶۰۰ مم

یعنی نقطۂ جوش پر پہنچ کر آبی تناؤ بارپیما کے پورے اُستوانہ کی جگہ لے لیتا ہے اور کرۂ ہوائی کے اوسط دباؤ کا مساوی ہو جاتا ہے۔ ۱۲۱° پر پہنچ کر اس کی مقدار ۲ کرۂ ہوائی اور ۱۸۰° پر جا کر ۱۰ کرۂ ہوائی تک پہنچ جاتی ہے۔

یہ واقعات ایک اور پہلو سے بھی دیکھے جا سکتے ہیں۔ یعنی آبی بخار ۱۰° پر صرف اُس حالت میں وجود پذیر ہو سکتا ہے جب کہ اُس پر دباؤ ۹٫۱ مم یا اس سے کمتر ہو۔



شکل ۲۰

مثلاً پانی کو یوں تصور کرو کہ وہ ایک ایسے اُستوانہ میں رکھا ہے جو بے رگڑ اور بے وزن ڈاٹ (شکل ۲۰) سے بند کر دیا گیا ہے۔ اب اِس ڈاٹ پر اگر عین اِس قدر وزن رکھا ہو کہ وہ ڈاٹ کے تمام رقبہ پر

بچھے ہوئے پارے کے ۱ء۹ ۷مر طبقہ کا مساوی ہو سکتا ہو تو یہ ڈاٹ بلند رکھی جائے یا پست ہر حال میں سکون کی حالت میں رہیگی۔ اِس قسم کے نظام کو ہم اصطلاحاً یوں کہتے ہیں کہ وہ تعادل[1] میں ہیں۔

لیکن اگر وزن اِس سے کم ہوگا تو پانی سے جو بخارات مسلسل نکل رہے ہیں وہ جوں جوں ڈاٹ کو دبائینگے ڈاٹ آہستہ آہستہ اُوپر اُٹھتی جائیگی یہاں تک کہ آخرِ کار وہ اُستوانہ کی چوٹی پر پہنچ جائیگی یا اِس سے قبل سب کا سب پانی بخار بن جائیگا۔ اور اگر اِس کے برعکس ڈاٹ پر حدِّ مذکور سے زیادہ وزن ہوگا تو ڈاٹ نیچے کو حرکت کریگی اور بخار اُستوانہ کے پیندے اور دیواروں پر مایع ہو کر بیٹھتے جائینگے یہاں تک کہ آخرِ کار ڈاٹ اُستوانہ میں رکھے ہوئے پانی تک پہنچ جائیگی اور بخار بہ تمام و کمال زائل ہو جائیگا۔

یہ تصورات صرف امورِ طبیعی ہی سے متعلق نہیں بلکہ کیمیائی واقعات پر بھی اِن کا برابر اطلاق ہوتا رہتا ہے (دیکھو نظریۂ تحرّک)۔ اِس تقریر میں جس نظام کا ہم نے ذکر کیا ہے اِس قسم کے نظاموں میں تعادل کی حالت کو تعبیر کرنے کے لئے مندرجہ ذیل اندازِ بیان اختیار کیا جاتا ہے :-

پانی (مایع) ⇌ پانی (بخار)

اِس مضمون کے ایک اور پہلو کے بیان کرنے کے لئے بھی خاص اصطلاح اختیار کی گئی ہے۔ یعنی پانی جب کسی خاص تپش پر اپنے اُوپر کی فضا کو بخار کی وہ پوری مقدار دے دیتا ہے جو اِس

---

[1] اِس سے تعادلِ قائم مُراد ہے اور کیمیا میں ہر موقع پر اِس کا یہی مفہوم سمجھنا چاہیئے۔ ہاں بعض موقعوں پر البتہ [illegible] سے بھی کام پڑتا ہے۔ کیمیا کی بحثوں میں تعادلِ غیر قائم وغیرہ کے لئے کوئی گنجائش نہیں۔

حالت میں اُس کے آبی تناؤ سے ممکن ہے تو ہم یوں کہتے ہیں کہ فضائے مذکور بخار سے سیر ہو گئی ہے۔ اِس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ بخار کا وہ اِرتکاز جس سے سیری کی حالت پیدا ہوتی ہے پانی کی تپش کے ساتھ ساتھ بدلتا رہتا ہے۔ اور اِس لئے وہ کلیۃً پانی کی، بخار پیدا کرنے کی طاقت، پر موقوف ہے۔ فضاء کی کمیت کے ساتھ اُسے کوئی تعلق نہیں۔ اور فضاء میں اگر پہلے سے دُوسری گیسیں موجود ہوں تو اُن کی موجودگی کا بھی اِس پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔

سطح زمین سے ملتی ہوئی اُوپر کی فضاء جس میں زیادہ تر کرۂ ہوائی کی ہوا سمائی ہوئی ہے اُس میں آبی بخار کی مقدار بہ اعتبارِ اوسط سیری کی دو تہائی سے کمتر رہتی ہے۔ یعنی ایسی ہوا اگر ایسے برتن میں بند کر دی جائے جس میں پانی رکھا ہو تو اُس میں جتنے بخار پہلے سے موجود ہیں کامل سیری کے لئے وہ تقریباً اُن کے نصف کے برابر اَور لے لیگی۔

پانی جب ۱۰۰° پر پہنچ جاتا ہے تو اُس کا بخار ہوا کو کلیۃً ہٹا دیتا ہے۔ اور مایع جوش کھانے لگتا ہے۔ یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ نقطۂ جوش پر پہنچ کر پانی کا آبی تناؤ، کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مساوی ہو جاتا ہے۔

ہوا میں جو پانی موجود ہوتا ہے وہ جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا بہت سے کیمیائی واقعات میں نہایت اہم کام سر انجام دیتا ہے۔ ہماری تمام اشیاء اور تمام آلات کا یہ حال ہے کہ اُن کی سطحوں پر پانی کے شائبے موجود ہوتے ہیں۔ اور عجیب بات یہ ہے کہ اِس پانی کو خشک ہوا میں بھی تبخیر نہیں ہوتی۔ اِس اعتبار سے یہ پانی گویا ایک غیر طبعی حالت میں ہوتا ہے۔ لیکن جب ہم کسی چیز کو گرم کرتے ہیں تو اُس وقت البتہ اُس چیز پر کا یہ پانی بخار بن کر اڑ جاتا ہے۔

جب پانی بخار بنتا ہے تو وہ حرارت جذب کرتا ہے اور اِس

حرارت سے اُس کی تپش میں کوئی تغیر پیدا نہیں ہوتا - مثلاً ۱۰۰° کا ایک گرام پانی ۱۰۰° کی ایک گرام بھاپ بننے میں حرارت کے ۵۳۷ حرارے جذب کر لیتا ہے - اِس مقدار کو پانی کی **حرارتِ تبخیر** کہتے ہیں - واقعہ یہ ہے کہ جس طرح یخ کی بہ نسبت اُسی تپش اور اُتنے ہی وزن کے پانی میں اندرونی توانائی زیادہ ہوتی ہے اُسی طرح اگر بھاپ اور پانی کا وزن اور اُن کی تپش مساوی ہو تو پانی کی بہ نسبت بھاپ میں بہت زیادہ توانائی موجود ہوتی ہے -

یخ کے نقطۂ اماعت کی طرح ۱۰۰° کی تپش بھی ایک اہم نقطۂ مرور ہے - اور اگر دونوں کے ضروری اختلافات ملحوظ کر لئے جائیں تو ہم کہہ سکتے ہیں کہ یہ نقطۂ مرور بھی ویسے ہی خواص کا مالک ہے جیسے کہ یخ کے نقطۂ اماعت سے منسوب ہیں - لیکن پانی کو محض جوش میں رکھ لینے سے اِس نقطہ کا پورے پورے تعین کے ساتھ حاصل کر لینا ممکن نہیں - کیونکہ کرۂ ہوائی کے دباؤ کے تغیرات سے یخ کے نقطۂ اماعت کی بہ نسبت پانی کا نقطۂ جوشش زیادہ متاثر ہوتا ہے - چنانچہ ۱۰۰° کے قرب و جوار میں دباؤ کے اہم تغیر کے مقابلہ میں نقطۂ جوش تقریباً ۰٫۰۳۷° متغیر ہو جاتا ہے - کوہِ بلانک[۵] کی چوٹی پر پانی ۸۴° پر جوش کھاتا ہے -

پانی کی یہ بحثیں حقیقت میں کیمیا کے شعبۂ طبیعی سے متعلق ہیں اس لئے اِن کی تفصیلوں کو طبیعی کیمیا میں تلاش کرنا چاہیئے - یہاں صرف سلسلۂ مضمون میں اِن کا ذکر آ گیا ہے -

پانی بہ حیثیتِ محلّل

پانی کے وہ طبیعی خواص جن سے کیمیا میں نہایت عمومیت

---

۵ Blanc

کے ساتھ کام پڑتا ہے اُن میں سے ایک پانی کا وہ رُجحان ہے جو اکثر اشیاء کے حل کر لینے میں بروئے کار آتا ہے۔ یہ مضمون ایسا اہم اور وسیع ہے کہ اِس کے لئے ایک مستقل اور جُداگانہ عنوان قائم کرنے کی ضرورت ہے۔ اس لئے یہاں ہم صرف اسی ذرا سے اشارے پر اکتفا کرتے ہیں۔ مستقل بحث کے لئے اِس کتاب کے دُوسرے حصّہ کی طرف رجوع کرنا چاہیئے۔

پانی کے کیمیائی خواص

پانی کیمیائی تجربوں میں بہت عمومیت کے ساتھ استعمال میں آتا ہے۔ اور بہت سے تجربوں میں اِس کا درجہ محض ایک جزوِ حیلی سے زیادہ نہیں ہوتا۔ اِس قسم کے تجربوں میں مبتدی کو اِس بات کے سمجھنے میں عموماً مشکل پیش آتی ہے کہ کہاں کہاں پانی نے فی الواقع کیمیائی تعامل میں حصّہ لیا ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس کی کیمیائی عاملیت سے بالخصوص بحث کی جائے۔ اور یہ بات بتا دی جائے کہ اِس سے کیمیائی عاملیت کا اظہار کس کس طور پر ہوتا ہے۔ اِس بحث میں وسعت تو بہت ہے لیکن اگر پانی کی کیمیائی عاملیت کو صرف کم وکیف کے اعتبار سے دیکھا جائے تو اِس کے لئے صرف چند عنوان درکار ہیں۔ چنانچہ پانی :-

۱- مقابلۃً قیام پذیر چیز ہے۔

۲- بہت سی چیزوں کے ساتھ بلا واسطہ ترکیب کھاتا ہے۔

اِس نوعیت کی عاملیت دو شقوں پر متفرع ہے :-

(ا) پانی اور آکسائیڈز (Oxides) کا امتزاج۔

(ب) ہائیڈریٹس (Hydrates) کی پیدائش۔ یہ شق زیادہ عام ہے۔ لیکن اِس صنف کے مرکبات صرف ٹھوس کی حالت میں وجود پذیر ہیں۔ جب حل ہوتے ہیں تو تحلیل

ہو جاتے ہیں۔

۳۔ بعض چیزوں کے ساتھ اُس انداز سے تعامل کرتا ہے جسے ہم کیمیا کی زبان میں ہائیڈرالیسس (Hydrolysis) کہتے ہیں۔ اِس خصوصیت کو ہم سر دست نظر انداز کر دینگے۔ اور آگے چل کر کسی ایسی چیز کے ضمن میں اِس بحث کو اُٹھائینگے جو کیمیائی تعامل کے اِس انداز سے نمایاں طور پر متاثر ہوتی ہو۔ [دیکھو ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کی تیاری]۔

شاید اِن عنوانوں پر ہمیں اِس امر کا بھی اضافہ کرنا چاہیئے کہ بھاپ کی شکل میں پانی بلند تپش پر اُن عناصر کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتا ہے جو آکسیجن کے ساتھ جلد ترکیب کھا جاتے ہیں۔ مثلاً لوہے کو، وہ لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ بنا دیتا ہے۔ لیکن اِس امر کو بھولنا نہ چاہیئے کہ ایسی بلند تپشوں پر پانی جزؤ تحلیل ہوکر ہائیڈروجن اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے۔ اور آکسیجن، ہائیڈروجن کی بہ نسبت زیادہ عامل ہے۔ اِس لئے ایسے موقعوں پر آکسیڈائیزنگ (Oxidising) اثرات غالب رہتے ہیں۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ یہ واقعہ صِرف پانی ہی سے مختص نہیں بلکہ دیگر مرکبات جن میں آکسیجن موجود ہے اُن سے بھی بعینہٖ یہی نتائج پیدا ہو سکتے ہیں۔ اِس لئے یہ واقعہ پانی کی اپنی خاصیت متصور نہیں ہو سکتا۔

اب اِن عنوانوں سے ہم ذرا تفصیل کے ساتھ بحث کرتے ہیں۔

پانی قیام پذیر مرکب

مرکبات کی بحث میں جب اُن کے کیمیائی خواص بیان کیئے جائیں تو سب سے مقدم یہ امر ہونا چاہیئے کہ جس مرکب کے خواص زیرِ بحث ہیں آیا وہ مرکب مقابلۃً قیام پذیر ہے یا نا قیام پذیر۔

قیام پذیری کے مدارج کی تخصیص کے لئے جو چیز بہترین معیار قرار پا سکتی ہے وہ تپش ہے۔ اگر یہ معلوم ہو جائے کہ فلاں فلاں اشیاء کون کون سی تپشوں پر تحلیل ہوتی ہیں تو اِن تپشوں کے مقابلہ سے اِن اشیاء کی قیام پذیری کے اضافی مدارج بخوبی تصور میں آ سکتے ہیں۔ مثلاً پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ہلکی سُرخ حرارت پر آکسیجن کو چھوڑ دیتا ہے۔ اور پانی کا یہ حال ہے کہ ۲۵۰۰° پر پہنچ کر بھی صرف ۸ء۱ فی صدی تحلیل ہوتا ہے۔ پھر یہ تحلیل بھی کوئی مستقل تحلیل نہیں۔ بلکہ واقعہ یہ ہے کہ جب تپش کو تنزل ہوتا ہے تو تحلیل شدہ پانی کے اجزاء پھر باہم ترکیب کھا کر پانی بنا دیتے ہیں۔

پانی کا امتزاج آکسائیڈز[ہ] کے ساتھ

جب خاص خاص شرائط کے ماتحت سوڈیئم (Sodium) آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے تو اِس تعامل سے سوڈیئم آکسائیڈ (Sodium oxide) Na_2O حاصل ہوتا ہے۔ یہ حاصل پانی کے ساتھ بہت تندی سے تعامل کرتا ہے۔ اور سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium Hydroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے :—

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

چُونے کا بُجھنا بھی اِسی قسم کا ایک زیادہ معروف عمل ہے :—

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

اِس نوعیت کے تعاملوں میں ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) کے سوائے اور کوئی چیز نہیں بنتی۔ چُونے اور پانی کے تعامل کے دَوران میں بھاپ البتہ پیدا ہوتی ہے۔ لیکن وہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ کیلسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Calcium Hydroxide) کی پیدائش

ہ "ز" جمع کی علامت ہے۔

میں حرارت بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور اِس حرارت کے اثر سے پانی کا کچھ حِصّہ بخارات بن کر اُڑ جاتا ہے۔

مندرجۂ بالا دونوں حاصلوں کے آبی محلولوں سے لامسہ کو صابن کا سا احساس ہوتا ہے۔ اور یہ محلول سُرخ لِتمس[1] کو نیلا کر دیتے ہیں۔ اِس لئے یہ حاصل، مرکبات کی اُس جماعت میں داخل ہیں جس جماعت کے مرکبات کو ہم قلیاں یا اساسیں کہتے ہیں۔

بہت سے ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) ایسے بھی ہیں جو اپنی نوعیت کے اعتبار سے تو اِسی طرح کے، پانی اور آکسائیڈز کے، مرکبات ہیں۔ لیکن پانی اور آکسائیڈز (Oxides) کے بلاواسطہ امتزاج سے اُن کی پیدائش ایسی سُست ہوتی ہے کہ وہ ہمیشہ دُوسرے قاعدوں سے تیار کئے جاتے ہیں۔ چنانچہ فیرک ہائیڈر آکسائیڈ $Fe(OH)_3$ (Ferric hydroxide) اور کارٹن ہائیڈر آکسائیڈز $Sn(OH)_2$ (Tin hydroxide) اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔

بعض آکسائیڈز (Oxides) وہ بھی ہیں کہ پانی کے ساتھ ترکیب تو کھاتے ہیں لیکن اِس ترکیب سے جو مرکبات بنتے ہیں وہ مذکورہ بالا اشیا سے کُلیۃً مختلف ہوتے ہیں۔ اِن مرکبات کو ہم تُرشے کہتے ہیں۔ فاسفورک آکسائیڈ (Phosphoric oxide) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxid) اِسی جماعت میں داخل ہیں۔ اور پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر تُرشے پیدا کرتے ہیں۔

کیمیائی حاصلوں کی یہ دو جماعتیں ایک دُوسری سے یہاں تک مختلف ہیں کہ اِن کے امتیاز کو ہم اُن عناصر کی جماعت بندی کے لئے بناء قرار دیتے ہیں جو اِن حاصلوں کے ابتدائی آکسائیڈز

---

[1] Litmus

یں موجود ہوتے ہیں - چنانچہ وہ عناصر جن کے آکسائیڈز، سوڈیئم اور لوہے کے آکسائیڈز کی طرح اساسیں پیدا کرتے ہیں اُنہیں ہم **دھات** کہتے ہیں - اور وہ عناصر جن کے آکسائیڈز، فاسفورس کے آکسائیڈ کی طرح ترشوں کے موجب ہیں وہ **ادھات** کہلاتے ہیں - یہ امتیازی الفاظ اِس اعتبار سے اختیار کرلئے گئے ہیں کہ یہ تقسیم کم ازکم عامیانہ طور پر ضرور اُس تقسیم سے لگا کھاتی ہے جو عناصر کے محض طبیعی امتحان سے بھی قرار پاسکتی ہے - اور اِس طرح اِن جماعتوں کو ایک دُوسری سے تمیز کرنے کے لئے ایک آسان اور عام فہم صورت پیدا ہوگئی ہے -

اِس مقام پر ایک غلط اسلوب بیان کی حقیقت بھی سمجھ لینا چاہئے - اب سے پہلے دھاتوں کے ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxide) کو "ہائیڈریٹس" (Hydrates) کہا جاتا تھا - اور آج کل بھی کیمیادان اُسی پُرانے عُرفِ عام کی تقلید میں بعض ہائیڈر آکسائیڈز کو اکثر اِسی نام سے یاد کرلیتے ہیں - چنانچہ "پوٹاسیئم ہائیڈریٹ" (Potassium hydrate) KOH اور "سوڈیئم ہائیڈریٹ" (Sodium Hydrate) NaOH تو بکثرت بولنے میں آتے ہیں - لیکن وہ چیزیں جو صحیح طریق تسمیہ کے رُو سے اِس نام کی اصلی حقدار ہیں اُن میں اور دھاتوں کے ہائیڈر آکسائیڈز میں کوئی چیز ایسی نہیں جو اِس نام کے اطلاق عمومی کے لئے جزوِ مشترک قرار پاسکتی ہو - ہائیڈریٹس (Hydrates) کی حقیقت سمجھ لینے کے بعد یہ نکتہ بخوبی واضح ہو جائیگا -

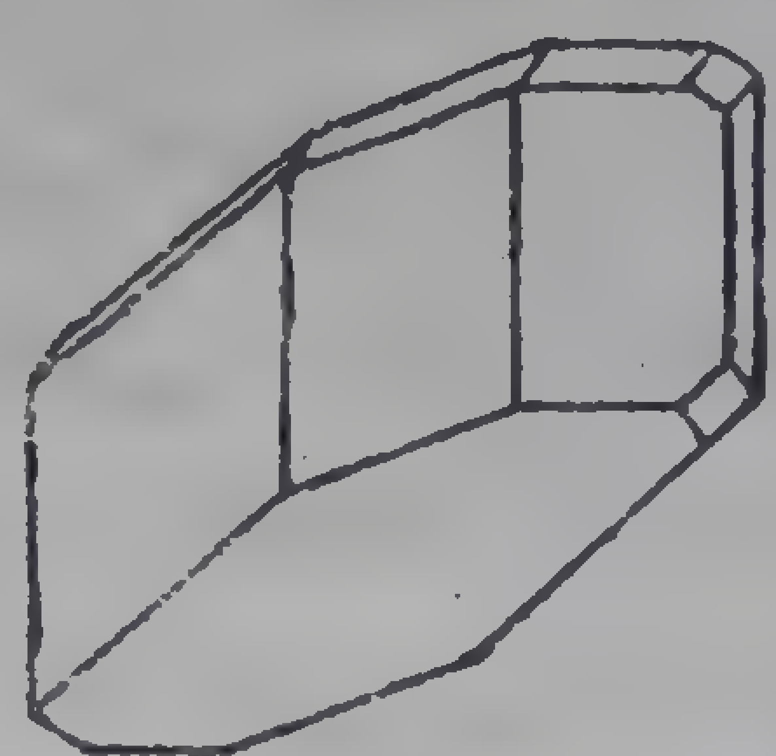
ہائیڈریٹس

بہت سی چیزوں کا یہ حال ہے کہ جب وہ پانی میں حل ہو جاتی ہیں اور پھر محلّل کے خود بخود تبخیر ہو جانے سے اُن کا استحصال

سنہ "س" جمع کی علامت ہے -

ہوتا ہے تو اس دوران میں وہ اس مایع کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہوتی ہیں - اس ترکیب کے حاصل، ٹھوس ہوتے ہیں اور انہیں ہائیڈریٹس (Hydrates) کہتے ہیں -

یہ مرکب، معین کیمیائی ترکیب رکھتے ہیں جو اجزائے ترکیبی کی وزنی کیمیائی اکائیوں سے تعبیر کی جا سکتی ہے - ان کی پیدائش کے دوران میں اکثر بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے - مثلاً کپڑے دھونے کا سوڈا جو حقیقت میں سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium Carbonate) کا ڈیکا[1] ہائیڈریٹ (Deca hydrate) یعنی $Na_2CO_3, 10H_2O$ ہے اس کی پیدائش کے دوران میں Na_2CO_3 اور پانی کی حرارتِ امتزاج ۸۸۰۰ حرارہ ہوتی ہے -



شکل ۲۱

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے طبیعی خواص، ان کے اجزا کے خواص سے بالکل مختلف ہوتے ہیں - مثلاً کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) جسے آبی مرکب سے تمیز کرنے کے لئے اکثر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ کہا جاتا ہے، ایک سفید چیز ہے جس سے چمکدار، بے رنگ، سوئیوں کی سی نشوری قلمیں بنتی ہیں - اور اسی چیز کا آبی مرکب یعنی پنٹا[2] ہائیڈریٹ (Penta hydrate) جو عرفِ عام میں نیلے تھوتھے کے نام سے مشہور ہے، وہ نیلے رنگ کی چیز ہے جس سے نابیدہ مرکب کی بہ نسبت بڑی بڑی لیکن سڈول پن کے اعتبار سے بہت کمتر درجہ کی (ترمائل) قلمیں (شکل ۲۱)

---

[1] ڈیکا (Deca) بمعنی دس -
[2] پنٹا (Penta) بمعنی پانچ -

بنتی ہیں :-

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4.5H_2O.$$

گرم کرنے پر، ہائیڈریٹس (Hydrates) بہ حکم عموم اصلی مرکب کا کوئی جزو نہیں کھوتے - صرف پانی اُن سے جُدا ہو جاتا ہے - اور عموماً بہ آسانی جُدا ہوتا ہے - اِس واقعہ کا لحاظ رکھنے کے لئے ضروری ہے کہ ضابطہ کے متعلق ایسا طرزِ تحریر اختیار کیا جائے جس سے بنیادی چیز کی ترکیبی ہیئت کے مسخ ہو جانے کا خیال پیدا نہ ہونے پائے - اسی غایت کو مدِ نظر رکھ کر کیمیا میں یہ طریق انتخاب کر لیا گیا ہے کہ پانی کے اجزاء ضابطہ میں بنیادی چیز کے اجزار سے جُداگانہ لکھے جاتے ہیں - مثلاً $CuSO_4.5H_2O$ اگر $H_{10}CuSO_9$ لکھا جائے تو اِس ضابطہ سے ابتدائی چیز یعنی $CuSO_4$ کی طرف ذہن کا انتقال نہایت مشکل ہے -

آبی محلول خواہ نابیدہ چیزوں سے بنائے جائیں اور خواہ ہائیڈریٹس (Hydrates) سے، دونوں صورتوں میں اُن کے طبیعی اور کیمیائی خواص کی ہویت میں کوئی فرق نہیں آتا - اِس لئے دونوں میں سے جس شکل کی چیز سستی مل جاتی ہے وُہی بہ نظرِ ترجیح دیکھی جاتی ہے - اور دار التجربہ میں جو اس قسم کے مرکبات استعمال کئے جاتے ہیں وہ عموماً ہائیڈریٹس ہی کی شکل میں ہوتے ہیں -

اِن ہائیڈریٹس (Hydrates) میں سے بعض بہت جلد تحلیل ہو کر نابیدہ ہو جاتے ہیں - چنانچہ سوڈیئم سلفیٹ (Sodium Sulphate) کا ڈیکا[1] ہائیڈریٹ (Deca hydrate) $Na_2SO_4.10H_2O$ جو گلابر[2] نمک کے نام سے مشہور ہے محض کُھلے مُنہ کے برتن ہی میں رکھ دینے

[1] ڈیکا (Deca) بمعنی دس

[2] Glauber

سے اپنا تمام پانی کھو دیتا ہے۔ اور نیلے تھوتھے کا یہ حال ہے کہ ۱۰۰° پر اُس سے $4H_2O$ تو فوراً جُدا ہو جاتا ہے اور باقی پانی مقابلۃً بہ مشکل جُدا ہوتا ہے۔

اِس واقعہ کی بناء پر مساوات بالا کو اِس طرح لکھنا چاہیئے کہ اُس سے تعامل کا تعاکس تعبیر ہو۔ اِس قسم کی تحلیل جیسی کہ اِن ہائیڈریٹس کو لاحق ہوتی ہے کیمیا کی زبان میں بجوگ سے موسوم کی جاتی ہے۔ اِس کی تخصیص یہ ہے کہ بلند تپشوں پر تو تحلیل حادث ہوتی ہے اور ادنیٰ تپشوں پر اجزا کے لئے پھر باہم ترکیب کھا جانے کا امکان پیدا ہو جاتا ہے۔ اِس واقعہ کی مزید توضیح کے لئے اِس مقام پر یہ مثال دلچسپی سے خالی نہ ہوگی کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی تحلیل بجوگ کی حد میں داخل نہیں ہو سکتی کیونکہ وہ متعاکس نہیں۔ چنانچہ آکسیجن پھر کسی حالت میں بھی پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) کے ساتھ امتزاج نہیں پا سکتی۔

لیکن وہ شرط جو اِس قسم کے تعاملوں کی موجب اور ضابطہ ہے وہ صرف تپش ہی نہیں۔ بلکہ اِس کے سوا کچھ اَور بھی ہے۔ اِس بحث کی تفصیل طبیعی کیمیا سے متعلق ہے۔ اِس لئے یہاں ہم اِس مضمون کو پھیلا نہیں سکتے۔ صرف اُس کے اجمالی سے بیان پر اکتفا کرتے ہیں:۔

جب گلابر[1] نمک بند بوتل میں رکھا ہوتا ہے تو اُس کا بہت تھوڑا سا حصہ اپنے پانی کو کھوتا ہے اور پھر یہ تحلیل بند ہو جاتی ہے۔ اور جب بوتل کھول کر رکھ دی جاتی ہے تو بجوگ برابر جاری رہتا ہے یہاں تک کہ ڈیکا[2] ہائیڈریٹ (Deca hydrate) کا کوئی شائبہ باقی نہیں رہتا۔ اِس واقعہ کی حقیقت معلوم کرنے کے لئے، شکل ۲۲ میں پارے

---

[1] Glauber

[2] ڈیکا (Deca) بمعنی دس

پر اس ہائیڈریٹ کی قلم رکھنا چاہیئے۔ آلۂ مذکور صاف بتا دیگا کہ اِس قلم سے معیّن آبی تناؤ حادث ہوتا ہے۔ چنانچہ ۹° پر اِس تناؤ کی قیمت ۵؍۵ مم ہے۔ پھر جُوں جُوں تپش بڑھتی ہے تناؤ زیادہ ہوتا جاتا ہے۔ اور تپش کے



شکل ۲۲

گھٹنے سے تناؤ میں کمی پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ تپش میں جب تنزل ہوتا ہے تو آلہ کی نلی میں پارا بلند تر ہو جاتا ہے اور نمک کے ساتھ مقابلۃً زیادہ پانی ترکیب کھا جاتا ہے۔

ایک ہی تپش پر مختلف ہائیڈریٹس (Hydrates) کے تناؤ کا مقابلہ کیا جائے تو اُن کے تناؤ میں بہت کچھ اختلاف نظر آتا ہے۔ مثلاً ۳۰° پر

پانی کا اپنا ذاتی تناؤ = ۳۱؍۵ مم

سٹرانشیئم کلورائیڈ (Strontium chloride) بہ شکل $SrCl_2.6H_2O$ کا آبی تناؤ	=	۱۱٫۵ مم
کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) بہ شکل $CuSO_4.5H_2O$ کا آبی تناؤ	=	۱۲٫۵ مم
بیریئم کلورائیڈ (Barium chloride) بہ شکل $BaCl_2 2H_2O$ کا آبی تناؤ	=	۴ مم

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ اِن مرکبات میں پانی اُسی طرح تبخیر ہوتا ہے جس طرح معمولی پانی تبخیر ہوتے ہیں۔ وہ مرکبات جن کا آبی تناؤ سوڈے کے آبی تناؤ کی طرح پانی کے اپنے ذاتی آبی تناؤ کی سرحد کے قریب پہنچ جاتا ہے وہ معمولی تپشوں پر اپنا پانی جلد جلد کھو دیتے ہیں۔

اِس سلسلہ میں یہ بھی یاد رکھنا چاہیئے کہ کُرۂ ہوائی کی ہوا میں بھی کچھ نہ کچھ پانی، بخار کی شکل میں موجود ہوتا ہے۔ چنانچہ وہ عموماً آبی بخار کے اعتبار سے سیری کی سرحد سے دو تہائی پر یا اِس سے کمتر پر رہتی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس بخار کا بھی اِس واقعہ پر کچھ نہ کچھ اثر پڑے۔ چنانچہ اِس آبی بخار کا جزئی دباؤ ہائیڈریٹس (Hydrates) کے بجوگ کا مزاحم ہوتا ہے۔ مثلاً ۹° پر پانی کا آبی تناؤ ۸٫۶ مم ہے۔ اور اِس تپش پر کُرۂ ہوائی میں پانی کا بخاری دباؤ بہ اعتبارِ اوسط ۵ مم کے قریب پہنچ جاتا ہے۔ اِس لئے وہ ہائیڈریٹ (Hydrate) جس کا آبی تناؤ ۹° پر گلابر[1] نمک کی طرح ۵ مم سے زیادہ ہو وہ اگر کھُلے برتن میں رکھا جائے تو اُس کے لئے ضروری ہے کہ خود بخود تحلیل ہو جائے۔ اور وہ ہائیڈریٹس (Hydrates) جن کا آبی تناؤ اِس حد سے کمتر ہے اُن کو ۹° پر اِس تحلیل کا موقع نہیں مل سکتا۔

[1] Glauber

چنانچہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) $CuSO_4 . 5H_2O$ کا یہی حال ہے۔ کیونکہ ۹° پر اِس کا آبی تناؤ ۲ ملمر ہے۔

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے اِس سلوک سے بادی النظر میں یہ معلوم ہوتا ہے کہ اُن کی ترکیب میں پانی کسی طور سے آزادانہ داخل ہے۔ لیکن حقیقت یہ نہیں۔ چنانچہ اِس بیان میں اگر الفاظ کا ضروری تغیر ملحوظ رکھ لیا جائے تو یہی بیان بجوگ کے اُن تمام واقعات پر صادق آجاتا ہے جو کیمیا کے حدود میں شامل ہیں۔ مثلاً آکسائیڈز[ب] (Oxides) ہر تپش پر ایک جداگانہ آکسیجنی دباؤ رکھتے ہیں۔ کاربونیٹس (Carbonates) کا بھی یہی حال ہے۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ یہاں دباؤ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی ذات سے حادث ہوتا ہے۔ اِسی طرح اِس قماش کے ہر واقعہ پر ہم استدلال کر سکتے ہیں۔

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے آبی تناؤ کی تخمین سے اِس بات کا بھی پتہ چل سکتا ہے کہ آیا کسی مرکب سے صرف ایک ہی ہائیڈریٹ وجود پذیر ہوتا ہے۔ یا پانی کے سالمات کے تناسب کی کمی بیشی سے اِس کے تعدد کا بھی اِمکان ہے۔ مثلاً اگر کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کی صرف دو شکلیں یعنی $CuSO_4$ اور $CuSO_4 . 5H_2O$ ہی ممکن ہوں۔ اور ترکیب کے اعتبار سے اِن دو شکلوں کے بَین بَین کوئی اَور مرکب وجود پذیر نہ ہو تو $CuSO_4 + 5H_2O$ کے 'کسی جُزءً تحلیل شدہ' نمونہ کو جُزءً $CuSO_4$ پر اور جُزءً $CuSO_4 , 5H_2O$ پر مشتمل ہونا چاہیئے۔ لیکن اگر کوئی بَین بَین کی شکل رکھنے والا مرکب، مثلاً $CuSO_4 . 3H_2O$ ، بھی ممکن ہو تو اِس صورت میں

ب "ز" جمع کی علامت ہے۔

پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کی خشکیدگی سے، جب تک کہ وہ کامل طور پر تحلیل نہ ہو جائے، $CuSO_4.3H_2O$ اور $CuSO_4.5H_2O$ کے آمیزوں کے سوا اور کوئی چیز پیدا نہیں ہو سکتی۔ یعنی ٹرائی[1] ہائیڈریٹ (Tri hydrate) کی تحلیل کا موقع صرف اُس وقت پیدا ہو سکتا ہے جب کہ پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کا کوئی شائبہ باقی نہ رہے۔ اب ٹرائی ہائیڈریٹ (Tri hydrate) چونکہ ایک معین اور مختلف چیز ہے اس لئے لازم ہے کہ وہ اپنے مخصوص آبی تناؤ کا مالک ہو۔ پھر کیا یہ ضروری نہیں کہ تجربی مطالعہ اِس ہائیڈریٹ کے وجود کو ثابت کر دے؟ تجربہ سے ثابت ہے کہ واقعی کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے کئی ہائیڈریٹس (Hydrates) ہیں۔ ۵۰° پر پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کا آبی تناؤ ۴۷ ءمم ہے۔ اور جب تک کچھ نہ کچھ ناتحلیل شدہ پنٹا ہائیڈریٹ موجود رہتا ہے اس قدر آبی تناؤ برابر محسوس ہوتا ہے۔ پھر جُوں ہی کہ پانی کا تناسب گھٹ کر $CuSO_4.3H_2O$ کے درجہ پر پہنچتا ہے آبی تناؤ یک بیک گھٹ کر ۳۰ مم پر آ جاتا ہے۔ اس کے بعد اگر خشکیدگی کا عمل جاری رہے تو جب تک ہائیڈریٹ کی ترکیب $CuSO_4.H_2O$ کی حد پر نہ آ جائے اِس دفعہ سے تناؤ کی اِس مقدار میں کوئی فرق نہیں آتا۔ ہاں اِس موقع پر پہنچ کر البتہ تناؤ مانو[2] ہائیڈریٹ (Mono hydrate) کے تناؤ کی حد، یعنی ۵ ءمم، پر آ جاتا ہے اور جب تک تمام باقی ماندہ پانی کا دفعیہ نہ ہو جائے اِس حد پر برقرار رہتا ہے۔ اگر ان دو انتہائی مرکبات کے درمیان، تیسرا مرکب $CuSO_4.H_2O$ نہ ہوتا تو تناؤ ۴۷ ءمم

---

[1] ٹرائی (Tri) بمعنی تین۔

[2] مانو (Mono) بمعنی ایک۔

سے گھٹ کر فوراً ۵ء۴ رمر پر آجاتا۔

واقعاتِ بالا کے برعکس اگر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) سے ابتدا کی جائے اور کوشش یہ ہو کہ ۵۰° پر بخار کی شکل کا پانی اِس کے ساتھ ترکیب کھا جائے تو اِس مطلب کے لئے بخاری دباؤ کی مقدار اقلاً ۵ء۴ رمر ہونی چاہئیے - اگر بخاری دباؤ اِس حد پر ہو تو پانی ایک سالمہ کے تناسب سے ترکیب کھا جائیگا۔ اور پھر اِس کے بعد مزید امتزاج رُک جائیگا۔ اب اگر مزید پانی کو ترکیب میں داخل کرنا منظور ہو تو آبی بخار کے ارتکاز کو اُس کی ابتدائی قیمت سے تقریباً سات گُنا بڑھا دینا ضروری ہے۔ یعنی اِس مطلب کے لئے بخاری دباؤ کو ۳۰ رمر تک پہنچا دینا پڑیگا۔ لیکن یہ حالت بھی پانی کے امتزاج کو صرف $CuSO_4.3H_2O$ کی حالت تک پہنچا سکتی ہے - اور مزید آبیدگی کے لئے اِس سے بھی زیادہ بخاری دباؤ (یعنی ۴۷ رمر) کی ضرورت ہے۔ بخاری دباؤ جب اِس حد پر پہنچ جائیگا تو $CuSO_4.5H_2O$ بنیگا۔ اور جب سب کا سب مرکب اِس شکل میں آجائیگا تو پھر اِس مرکب کی مزید آبیدگی کے لئے کوئی گنجائش باقی نہیں۔

اِن تقریروں سے ظاہر ہے کہ یہ واقعہ تین متعاکس تعاملوں پر مشتمل ہے جو اپنی اپنی ذات میں بخوبی متمیز ہیں۔ اور مرکب مذکور کی آبیدگی کے دَوران میں یکے بعد دیگرے حادث ہوتے ہیں :—

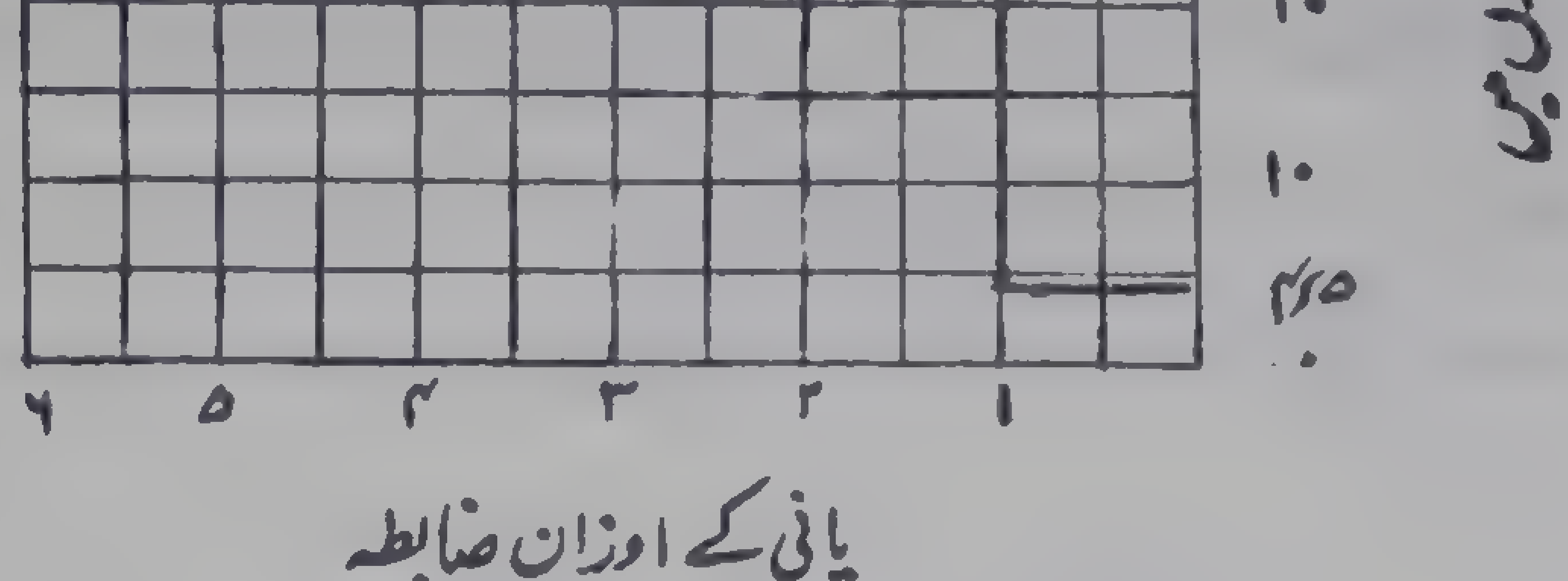
$$CuSO_4, + H_2O \rightleftharpoons CuSO_4, H_2O$$

$$CuSO_4, H_2O + 2H_2O \rightleftharpoons CuSO_4, 3H_2O$$

$$CuSO_4, 3H_2O + 2H_2O \rightleftharpoons CuSO_4, 5H_2O$$

پہلے تعامل میں کیمیائی رغبت کا اظہار دُوسرے تعامل سے اور دُوسرے میں تیسرے سے زیادہ ہوتا ہے۔

شکل ۲۳ پر غور کرو - یہ اِن واقعات کی ترسیمی تعبیر ہے۔
اِس سے مرکباتِ مذکورہ کا سلوک زیادہ واضح ہو جائیگا - اِس میں
کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے ایک وزنِ
ضابطہ کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے پانی کا تناسب تعبیر کرنے
کے لئے اُفقی محور اختیار کیا گیا ہے - اور ۵۰° کی تپش پر یہ پانی
جس جس دباؤ کے ماتحت اِس مرکب میں داخل ہوتا ہے یا
اُس سے خروج کرتا ہے اُس کی تعبیر کے لئے انتصابی محور مخصوص
کر لیا گیا ہے - دیکھو H_2O کی حد تک دباؤ مستقل یعنی ۴٫۵ مم ہے۔
پھر اِس نقطہ سے آگے چل کر $3H_2O$ تک بھی مستقل ہے لیکن مقدار
میں پہلے سے بہت زیادہ ہے اور $3H_2O$ اور $5H_2O$ کے درمیان بھی
مستقل ہے لیکن اُس کی مقدار اور زیادہ بڑھ گئی ہے۔



شکل ۲۳

اِسی تپش یعنی ۵۰° پر آزاد پانی کا تناؤ ۹۲ مم ہوتا ہے۔ یہ تناؤ
اِسی مقدار پر مستقل رہتا ہے اور پانی کی مقدار کا اُس پر کوئی اثر
نہیں پڑتا - اِس لئے ضروری ہے کہ ترسیماً وہ ایک ہی مسلسل خط پر
رہے اور یہ خط اُفقی محور کا متوازی اور اُفقی محور سے ترسیمِ مذکور کے بلند ترین

خط کی بہ نسبت دو چند بلندی پر ہو۔

اِس تقریر سے یہ بات بھی بخوبی ذہن میں آسکتی ہے کہ فانوس کے نیچے اگر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ کے پاس کسی برتن میں پانی رکھا ہو تو پانی کا بخار مرکبِ مذکور کی کامل آبیدگی کے لئے ارتکاز کی جس حد پر ہونا چاہیئے اِس بند فضا میں وہ اُس سے زیادہ مُرتکز ہوگا۔ یہ بھی ظاہر ہے کہ ۵۰° پر ۵ء۴ ممر بخاری دباؤ پانی کو نابیدہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے ساتھ ترکیب دے دیتا ہے۔ اور اِسی تپش پر آبی بخار کی اِماعت کے لئے ۹۲ ممر دباؤ درکار ہے۔

اِس بحث سے یہ بات بھی بخوبی روشن ہو سکتی ہے کہ جن ہائیڈریٹس (Hydrates) کو بدارج بجوگ ہوتا ہے اُن کے پانی کا آخری وزن ضابطہ جنسیت میں پانی کے دیگر اوزانِ ضابطہ سے مختلف نہیں۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ وہ مقابلۃً زیادہ زور کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے۔ اِس بنا پر اسے بعض علمائے کیمیا، ہائیڈریٹس (Hydrates) کا آبِ نظم کہتے ہیں لیکن یہ ظاہر ہے کہ اِس پانی کو باقی پانی سے جو کچھ اختلاف ہے وہ محض وابستگی کے مدارج کا اختلاف ہے۔ اور اِس اختلاف کی بناء پر اِس پانی کے لئے جداگانہ نام کا اختیار کرنا کچھ ضروری نہیں۔

مرکبات کی آبیدگی کا پانی جب حرارت پہنچا کر کسی مرکب کے وجود سے خارج کر دیا جاتا ہے تو وہ مرکب عموماً ریزہ ریزہ ہو جاتا ہے۔ اِس بناء پر آبیدگی کے پانی کو اکثر قلماؤ کا پانی بھی کہا جاتا ہے۔ لیکن یہ اصطلاح کئی ایک وجوہات سے محض نامناسب ہے۔ اِس اصطلاح سے یہ اشتباہ ہوتا ہے کہ پانی اور قلماؤ میں کوئی خاص تعلق ہے حالانکہ واقعہ یہ نہیں۔ چنانچہ گندک، گیلینا (Galena)، پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate)، اور ہزارہا اور قلمی

چیزیں، ہیں جن میں پانی کے عنصر موجود نہیں ہوتے - اور وہ چیزیں جو پانی کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں اُن کے لئے بھی یہ کچھ ضرور نہیں کہ جب پانی اُن میں باقی نہ رہے تو وہ محض نقلی ہو جائیں - اُن کا تو یہ حال ہے کہ وہ سب کی سب اپنی اماعت کی حالت سے یا کسی غیر آبی محلّل سے بخوبی قلما جاتی ہیں - یہ اَور بات ہے کہ اِن قلمی شکلوں میں وہ اپنے ہائیڈریٹس (Hydrates) سے جُداگانہ چیزیں ہوتی ہیں اور اِس لئے ان کی قلمی شکل و صورت بھی اُن کے ہائیڈریٹس (Hydrates) کی شکل و صورت سے مختلف ہوتی ہے -

یہی واقعہ ایک اَور پہلو سے دیکھا جائے تو اِس مضمون کا سمجھنا زیادہ آسان ہو سکتا ہے - آئیسلینڈ سپار (Iceland Spar) کا یہ حال ہے کہ جب اُس کے وجود سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) نکل جاتا ہے تو وہ غیر شفاف اور متخلخل ہو جاتا ہے یا سفوف کی شکل میں آجاتا ہے - دیگر قلمی کاربونیٹس (Carbonates) جو حرارت سے تحلیل ہو جاتے ہیں اُن کا بھی یہی حال ہے - اِس واقعہ کو بھی ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ اِن مرکبات کی قلمی شکلوں کا زائل ہو جانا، کاربن ڈائی آکسائیڈ کے اخراج کا نتیجہ ہے - لیکن یہ آج تک کسی کو نہیں سُوجھی کہ اِس کاربن ڈائی آکسائیڈ کو قلماؤ کے پانی کی طرح، قلماؤ کا کاربن ڈائی آکسائیڈ کہنا چاہیئے! حقیقت یہ ہے کہ تمام خالص کیمیائی چیزیں، ٹھوس کی حالت میں، جب کسی قیام پذیر طبعی حالت میں ہوتی ہیں تو قلمی ہی ہوتی ہیں - اور نقلی چیزیں صرف مایعات ہیں جب کہ وہ اپنے انجماد کی سرحد سے آگے تک ٹھنڈے کر دیئے گئے ہوں اور اِس پر بھی مایع ہی کی حالت میں ہوں -

یہ اصطلاح در اصل غلط فہمی سے پیدا ہوئی ہے۔ اور اب جب کبھی استعمال کی جاتی ہے تو وہ غلط فہمی بھی اِس کے ساتھ ساتھ رہتی ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ بعض ہائیڈریٹس (Hydrates) بہ آسانی تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اِس سے یہ خیال پیدا ہؤا کہ اِن چیزوں کے وجود میں پانی اپنی جداگانہ ہستی پر قائم ہوتا ہے۔ اور ترکیب کھا جانے سے اُس کی ہویت میں کوئی فرق نہیں آتا لیکن یہ خیال ایسا ہی باور ہؤا ہے جس طرح کوئی یہ کہے کہ کاربونیٹس (Carbonates) کے وجود میں کاربن ڈائی آکسائیڈ علیٰحالہ موجود ہوتا ہے۔ ہائیڈریٹس کے اندر فی الحقیقت پانی کے عناصر کا وُہی حال ہے جو شکر اور الکوہل (Alcohol) کی ترکیب میں ہے۔ اِس بات کی کوئی شہادت موجود نہیں کہ شکر اور الکوہل کے برعکس، ہائیڈریٹس میں پانی اپنی ہویت پر قائم ہوتا ہے۔ پھر اگر اِن نامیاتی چیزوں کے وجود میں پانی کی ہویت کا تصور جائز نہیں تو ہائیڈریٹس کے وجود میں اِس کا تصور کون سے وجوہ کی بناء پر جائز ہو سکتا ہے؟

ہائیڈریٹس (Hydrates) تحلیل ہو کر ایسی چیزوں میں بٹ جاتے ہیں جو اپنی اپنی جُداگانہ ہستی پر قادر ہیں۔ اور اِن ہی چیزوں کے باہم ترکیب کھانے سے صورت پذیر ہوتے ہیں۔ اِس لئے اِن کا شمار بھی سالمی مرکبات میں ہے۔ چنانچہ امونیا اور نمکوں کے مرکبات (مثلاً 2AgCl.3NH3)، نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور نمکوں کے مرکبات، اور نمکوں کے اپنے باہمی مرکبات یعنی دوہیلے نمک، بھی اپنے اپنے سلوک کے اعتبار سے اِسی طرح سالمی مرکبات کی جماعت کے ارکان ہیں۔

پانی کی ترکیب

ہائیڈروجن اور آکسیجن وزناً اور حجماً جن تناسبوں میں ترکیب کھاکر پانی پیدا کرتی ہیں اُن کی تخمین کے متعلق اِس اہتمام اور عمومیت کے ساتھ تحقیقاتیں کی گئی ہیں کہ اِس قدر اہتمام اور عموم اِس قسم کے کسی اَور مسئلۂ واحد کی تحقیقات کو میسّر نہیں آیا۔ اِن دو طرح کی تخمینوں میں وزنی تخمین بالخصوص اشکالات سے بھری ہوئی ہے۔ اور یہ اشکال اِس لئے پیدا ہوتے ہیں کہ پانی کے دونوں اجزائے ترکیبی گیسی چیزیں ہیں۔ اِس لئے اِن کا وزن کرنا آسان نہیں۔

وزنی تناسب کی سب سے پہلی قابلِ وثوق تخمین فرانسیسی عالمِ کیمیا ڈوماس[1] کا کارنامہ ہے۔ اور اِس کے نتائج زمانۂ حال کے قریب تک کیمیا کی تمام تصنیفات میں وثوق و اعتماد کی نگاہوں سے دیکھے گئے ہیں۔ اِس محقق کے تجربوں نے ثابت کیا ہے کہ پانی کی ترکیب میں وزناً ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲ : ۱۵٫۹۶ کا تناسب ہے۔

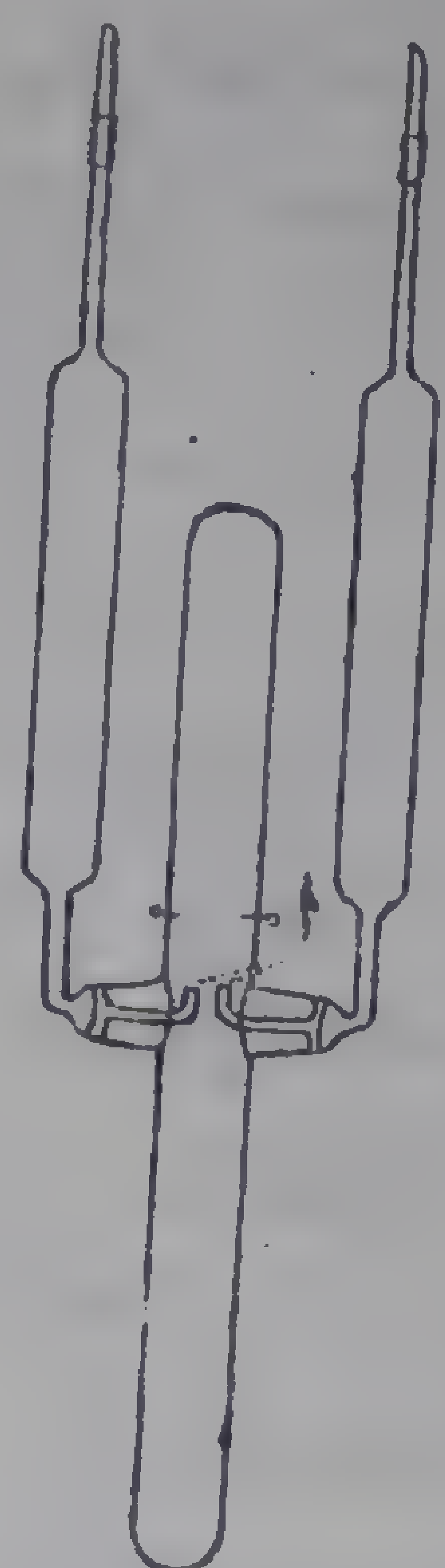
۱۸۸۷ء میں البتہ اِس نتیجہ کی صحت مشتبہ ہوگئی۔ چنانچہ کیزر[2] نے اپنے تجربوں کی بنا پر آکسیجن کے لئے ایسا عدد حاصل کیا جو ۱۵٫۹۶ سے کمتر ہے۔ اور یہ کمی اِس قدر ہے کہ نظر انداز نہیں ہو سکتی۔ پھر اَور محققین کے نتائجِ تخمین نے اِس امر کی تصدیق بھی کر دی کہ ڈوماس کا معلوم کیا ہؤا تناسب غالباً حقیقت سے بہت زیادہ ہے۔ اور آخرِ کار ایڈورڈ مارلے[3] کی تحقیقات نے اِس بحث کا آخری فیصلہ کر دیا۔

سلہ[1] Dumas

سلہ[2] Keiser

سلہ[3] Edward morley

محقق مذکور نے اِس موضوع پر جو تجربے کئے ہیں اُن میں سب سے زیادہ دلچسپ اور سب سے زیادہ نتیجہ خیز وہ ہیں جن میں اُس نے پانی کی تالیف سے کام لیا ہے - اِن تجربوں میں اُس نے ہائیڈروجن اور آکسیجن دونوں کو تولا - اور پھر اِن کے باہم ترکیب کھانے سے جو پانی پیدا ہؤا اُس کو بھی تول کر دیکھ لیا - اِس مطلب کے لئے محقق مذکور نے یہ طریق عمل اختیار کیا ہے کہ ہائیڈروجن کو پیلیڈیئم (Palladium) میں جذب کرکے مقیّد کر لیا - اور اِس طرح سے ہائیڈروجن کی بہت سی مقدار کو مطوّل جوف میں رکھ لینے کا موقع مل گیا - پھر تجربہ کے دوران میں مناسب تدبیر سے گرم کرکے اِس ہائیڈروجن کو پیلیڈیئم سے نکال لینا کچھ مشکل نہ تھا - آکسیجن کے لئے یہ انتظام کیا کہ اُسے ۱۵ - ۲۰ لیتر گنجائش کے بڑے بڑے مجوّف کُروں میں رکھ لیا - پھر تجربہ کے بعد تول کر دیکھا کہ پیلیڈیئم (Palladium) کی نلی، اور آکسیجن کے مجوّف کُروں کے وزن میں کتنی کتنی کمی پیدا ہوئی ہے - یہ ظاہر ہے کہ اِس طرح، صَرف شدہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے وزن معلوم ہو جانا چاہئیں -



شکل ۲۴

جس آلہ میں مارلے[1] نے اِن گیسوں کے باہم ترکیب دینے

[1] Morley

اور پیدا شدہ پانی کو جمع کرنے کا انتظام کیا اس کی تصویر شکل ۲۴ میں دکھائی گئی ہے - اِس میں گیسیں اُن دو چھوٹی چھوٹی نلیوں کے رستے داخل ہوتی تھیں جن کو تصویر میں ۱ سے تعبیر کیا گیا ہے۔ اِن نلیوں سے ذرا اُوپر پلاٹینم (Platinum) کے تار لگا دیئے گئے تھے - اِن تاروں کے رستے برقی شرارے گزرتے تھے اور گیسوں میں کیمیائی تعامل شروع کر دیتے تھے یا حسبِ ضرورت اِس تعامل کو برقرار رکھتے تھے - آلہ پہلے آکسیجن سے بھر دیا جاتا تھا اور ہائیڈروجن اُس نلی کے مُنہ پر جلائی جاتی تھی جس کے رستے وہ آلہ کے اندر داخل ہوتی تھی - آلہ کا یہ حصّہ پانی میں ڈوبا رہتا تھا۔ اور پانی کے لئے ایسا برتن انتخاب کیا گیا تھا جس کی دیواریں شفّاف تھیں تاکہ آلہ کے اندر کیمیائی تعامل کے واردات نگاہ میں رہیں۔ پانی کے اثر سے بھاپ ٹھنڈی ہو ہو کر مائع بنتی جاتی تھی - اور آلہ کے پینڈے میں جمع ہوتی جاتی تھی - یہ ظاہر ہے کہ بھاپ کے اِس طرح بستگی میں آجانے سے آلہ کے اندر خلا پیدا ہوجانا چاہیئے۔ اور پھر ضروری ہے کہ آکسیجن مجوّف کُروں سے خود بخود اِس آلہ میں کھنچ کھنچ کر آتی جائے۔

اِس طور سے مارلے نے اِس بات کا امکان پیدا کر لیا کہ بیالیس لیتر ہائیڈروجن اور اکیس لیتر آکسیجن تقریباً ڈیڑھ گھنٹے میں باہم ترکیب کھا جائیں۔

ہر تجربہ کے اختتام پر آلہ کے اِس حصّہ کو باقی حصّوں سے جُدا کرکے انجمادی آمیزہ میں رکھ دیا جاتا تھا۔ جس کا نتیجہ یہ تھا کہ پانی یخ بن جاتا تھا اور اِس کا بخار بھی عملاً سب کا سب بستگی میں آجاتا تھا - پھر آلہ کی باقی ماندہ گیس کو نکال کر اُس کی ماہیت اور مقدار معلوم کر لی جاتی تھی - یہ ظاہر ہے کہ آلہ کے وزن کا اضافہ پیدا شدہ پانی کا وزن ہونا چاہیئے۔

ہر تجربہ کی کامیابی کا اندازہ کرنے کے لئے یہ اہتمام تھا کہ حاصل شدہ پانی کے ساتھ، صرف شدہ آکسیجن اور ہائیڈروجن کے مجموعی وزن کا مقابلہ کر لیا جاتا تھا۔ صاحبِ تجربہ کی مہارتِ عمل کا یہ عالم تھا اور ضروری مقامات پر تصحیح کا ایسا مناسب اہتمام تھا کہ یہ مقابلہ وزنوں کے کسی قابلِ لحاظ فرق پر دلالت نہ کر سکا۔

تجربوں کے اِس سلسلہ سے آخرِ کار پانی کی ترکیب کے بارے میں یہ نتیجہ مرتب ہؤا کہ پانی کی ترکیب میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲ : ۱۵٫۸۷۹ متصور ہونا چاہیئے۔ پھر مارلے[1] نے ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تناسب کی تحقیق کے لئے دُوسرے قاعدے بھی اختیار کئے۔ اور اُن کے نتائج نے اِس نتیجہ کی تصدیق کر دی۔ علاوہ بریں دیگر محققین نے اِن گیسوں کے تناسب کو تعبیر کرنے کے لئے جن اعداد کا استنباط کیا ہے یہ نتیجہ اُن کے اوسط کے ساتھ بھی عین مطابق ہے۔

مارلے نے اپنے نتیجۂ تخمین، اور دُوسرے علماء کے قابلِ اعتماد نتائجِ تخمین کو ملحوظ رکھ کر یہ رائے قائم کی ہے کہ پانی کی ترکیب میں وزناً ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تناسب کی غالب ترین قیمت ۲ : ۱۵٫۸۷۹ یا بہ شکلِ دیگر ۲٫۰۱۵ : ۱۶ ہے۔ اور حجماً ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲٫۰۰۲۷ : ۱ کا تناسب ہے۔

یہ واقعہ بہ آسانی ثابت کیا جا سکتا ہے کہ پانی کی ترکیب میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کا حجمی تناسب ۲ : ۱ کے بہت قریب قریب ہے۔ اِس مطلب کے لئے ہم ایک ایسی لا نمالی (شکل ۲۵) استعمال کر سکتے ہیں جس کی ایک ساق کا مُنہ روکڈاٹ سے بند ہو - یہ ساق درجہ دار

---

[1] Morley

بھی ہونی چاہیئے تاکہ گیس پیما کا کام دے سکے - اِس ساق کو پارے سے بھر لو۔ پھر اِس میں ہائیڈروجن اور آکسیجن میں سے ایک گیس کی کچھ مقدار داخل کرکے دونوں ساقوں میں پارے کو یکساں بلندی پر لاؤ- اور اِس گیس کا حجم پڑھ لو- اِس کے بعد دُوسری گیس کی کچھ مقدار داخل کرو- اور اُسی طرح اِس کا حجم بھی معلوم کرلو- فرض کرو کہ ۱۵ مکعب سمر ہائیڈروجن اور ۱۰ مکعب سمر آکسیجن اِس طرح گیس پیما میں داخل کرلی گئی ہے -



شکل ۲۵

اب دُوسری ساق میں لبالب پارا بھرو- اور اِس کا مُنہ اپنے انگوٹھے سے بخوبی بند کرلو- اِس کے بعد پلاٹینم (Platinum) کے تاروں کے ذریعہ گیسوں کے آمیزہ میں برقی شرارہ گزار کر آمیزہ کو دھاک دو گیسوں کے کیمیائی تعامل سے جو بھاپ پیدا ہوگی وہ بہت جلد بستگی میں آکر پانی بن جائیگی- اور یہ پانی اِتنی ذرا سی جگہ میں سما جائیگا کہ اُس کا حجم کچھ قابلِ لحاظ نہ ہوگا۔ پھر جب نلی کے مُنہ پر سے انگوٹھا ہٹا لیا جائیگا تو پارا، گیس پیما میں چڑھ کر گیسوں کے صرف شدہ حصّہ کی جگہ لے لیگا۔

اگر اتفاقاً آمیزہ میں گیسوں کا حجمی تناسب عین وُہی ہو جس میں یہ گیسیں باہم ترکیب کھاتی ہیں تو ظاہر ہے کہ پارا پُورے گیس پیما کو بھر لیگا- ورنہ دونوں میں سے کسی نہ کسی گیس کا زائد حصّہ باقی بچا رہیگا - اب حسبِ قاعدہ اِس باقی ماندہ گیس کا حجم معلوم کیا جا سکتا ہے - جس تناسب میں ہم نے یہ گیسیں لی ہیں اِس کے بموجب باقی ماندہ گیس آکسیجن ہوگی -

اور اس کا حجم عین ۲۵ء۲ مکعب سمر کے قریب قریب ہوگا۔

اِن واقعات سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ ۱۵ مکعب سمر ہائیڈروجن نے ۵ء۱ مکعب سمر آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھائی ہے۔ یا دُوسرے لفظوں میں ہم یوں کہہ سکتے ہیں کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کا حجمی تناسب ۲ : ۱ ہے۔

گے لسک کے کُلیہ کا اطلاق پانی کی حجمی ترکیب پر

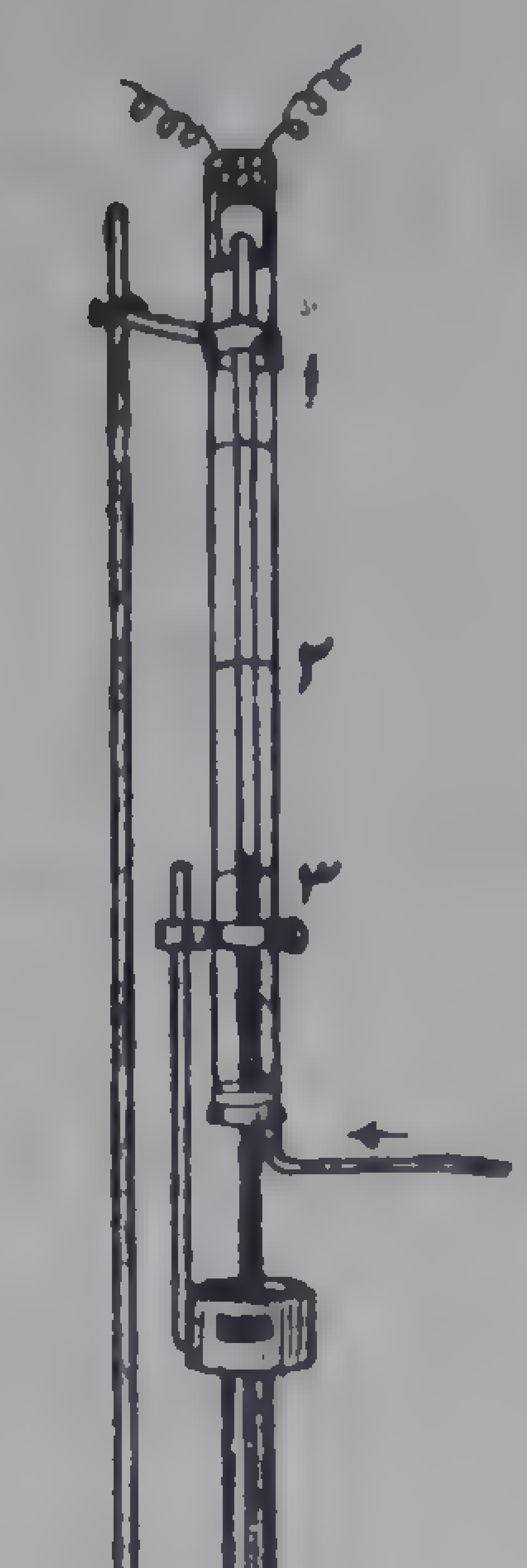
تجربۂ بالا سے جو نتیجہ مترتّب ہؤا ہے اُس پر غور کرو۔ کس قدر الجبری تعین کے ساتھ چھوٹے چھوٹے اعداد اِس تناسب کو تعبیر کرتے ہیں۔ پھر کیا یہ واقعہ محض بخت و اتفاق کا نتیجہ ہو سکتا ہے!! حقیقت یہ ہے کہ یہ واقعہ بھی اُس علمی صداقت کا ایک بیّن ثبوت ہے جسے گے لسک[ك] نے ایک کُلیہ کی شکل میں بیان کر دیا ہے۔ یعنی

جب کبھی گیسیں باہم ترکیب کھاتی ہیں تو ان کی باہم ترکیب کھانے والی مقداروں کے حجم سادہ تناسب میں ہوتے ہیں۔ اور اگر گیسوں کے تعامل کا حاصل بھی گیسی چیز ہو تو اُس کا حجم بھی اجزائے ترکیبی کے حجموں کے ساتھ سادہ تناسب رکھتا ہے۔ یہ البتہ ہر حال میں شرط ہے کہ حجموں کی تخمین مساوی تپش اور دباؤ کے ماتحت کی جائے۔

یہ بات تو بخوبی معلوم ہو گئی کہ اِس کُلیہ کا پہلا حصّہ پانی کے اجزائے ترکیبی پر کس خوبی سے صادق آتا ہے۔ اب آؤ یہ دیکھیں کہ پانی کا حجم کُلیہ کے دُوسرے

ك Gay Lussac

حصہ کی کس حد تک تصدیق کر سکتا ہے۔ اس مطلب کے لئے تجربۂ بالا میں تپش ابتدا سے آخر تک ۱۰۰° رہنی چاہیئے تاکہ تعامل کا حاصل یعنی پانی بھی گیسی حالت میں رہے۔ اور اُس کے حجم کا، ہائیڈروجن اور آکسیجن کے حجموں سے، مقابلہ کرنے کے لئے مناسبت پیدا ہو جائے۔ جب ہم تجربہ کو اس اہتمام کے ساتھ سر انجام دیتے ہیں تو یہ نتیجہ مرتب ہوتا ہے کہ دو حجم ہائیڈروجن اور ایک حجم آکسیجن کے باہم ترکیب کھانے سے نہایت تقریبی طور پر عین دو حجم بھاپ پیدا ہوتی ہے۔ مثلاً جب ۱۵ مکعب سمر ہائیڈروجن، ۵ء۷ مکعب سمر آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے تو ۱۵ مکعب سمر بھاپ بنتی ہے۔



شکل ۲۶

تجربہ میں یہ امر نہایت ضروری ہے کہ ہائیڈروجن، آکسیجن، اور بھاپ، کے حجموں کی تخمین میں دباؤ مساوی اور تپش تمام تجربہ کے دوران میں مستقل (۱۰۰°) رہے۔ ان دو شرطوں میں سے پہلی شرط پارے کے مناسب انتظام سے بخوبی پوری ہو سکتی ہے۔ اور دوسری شرط کے لئے گیس پیما کے گرد ایک اور نلی (شکل ۲۶) غلاف کے طور پر رکھ کر اور اس نلی میں بھاپ بھر کر پوری کی جا سکتی ہے۔

تجربہ کے وقت غلاف پر نشانات ۱، ۲، ۳ اس طرح لگا دینا چاہئیں کہ گیس پیما تین مساوی حصوں میں تقسیم ہو جائے۔ یہ تینوں حصے اگر ہائیڈروجن اور آکسیجن سے اس طرح

بھر لئے جائیں کہ آمیزہ میں حجماً دو حصّے ہائیڈروجن اور ایک حصّہ آکسیجن ہو تو دھماکے کے بعد اُتنے ہی دباؤ کے ماتحت جتنا کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے آمیزہ پر تھا نلی کے تین میں سے صرف دو حصّے پارے سے خالی رہ جائینگے ۔ اور ان دو حصّوں میں یقیناً بھاپ ہوگی ۔

اس تجربہ کا حاصل یہ ہے کہ حجماً دو حصّے ہائیڈروجن ایک حصّہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاکر دو حصّے بھاپ پیدا کرتی ہے ۔

۲- ہائیڈروجن پر آکسائیڈ

Hydrogen peroxide

H_2O_2

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے خفیف خفیف سے شائبے، بارش کے پانی میں اور برف میں پائے جاتے ہیں۔ جب مرطوب دھاتوں کو زنگ آتا ہے تو اِس عمل کے دَوران میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے کچھ شائبے پیدا ہوتے ہیں لیکن اِس پیدائش کے اسباب ابھی معلوم نہیں ہوئے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی تیاری

۱- جب کسی ہلکائے ترشہ میں تھوڑا تھوڑا کر کے سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) ملایا جاتا ہے تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) بنتا ہے:-

$$Na_2O_2 + 2HCl \leftrightarrows 2NaCl + H_2O_2$$

پھر اگر ایتھر (Ether) ڈال ڈال کر ملایا جائے تو اِس طرح ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) نمکِ مذکور سے، اور پانی کے بیشتر حِصّہ سے، جُدا کیا جا سکتا ہے۔ لیکن پانی اور ایتھر میں اِن کی اضافی حل پذیری ۱ : ۰.۰۵۹۶ ہے۔ لہٰذا اِس مطلب کے لئے بہت سا ایتھر درکار ہوتا ہے۔ ایتھر دار طبقہ اُوپر آ جاتا ہے۔ اگر ایتھر دار طبقہ جُدا کر لیا جائے اور پھر اُسے تبخیر کیا جائے تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا طاقتور آبی محلول بہم پہنچ سکتا ہے۔

۲- جب آبیدہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide)

$BaO_2.8H_2O$ ٹھنڈے ہلکائے سلفیورک ترشہ میں ملاکر ہلایا جاتا ہے تو یہاں بھی ویسا ہی تعامل ہوتا ہے :-

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{رسوب}}{BaSO_4} + H_2O_2$$

زائد سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کے دفعیہ کے لئے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول احتیاط کے ساتھ لانا چاہیئے یہاں تک کہ بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب مکمل ہو جائے :-

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{رسوب}}{BaSO_4} + 2H_2O$$

۳- تعاملِ بالا میں سلفیورک ترشہ کی بجائے ہائیڈرو کلورک ترشہ سے یا فاسفورک ترشہ سے بھی کام لیا جا سکتا ہے - اور تجارتی پیمانہ پر تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی صنعت میں زیادہ تر فاسفورک (Phosphoric) ترشہ ہی استعمال ہوتا ہے -

تیاری کا جونسا قاعدہ بھی استعمال کیا جائے یہ بات ہر حال میں نہایت ضروری ہوتی ہے کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) کے محلول میں تعامل کے دیگر حاصلوں کی ترسیب کامل ہو اور کوئی اور لوث بھی باقی نہ رہ جائے - مثلاً جب ہائیڈرو کلورک (Hydrochloric) ترشہ سے کام لیا جاتا ہے تو بیریئم کلورائیڈ (Barium chloride) پیدا ہوتا ہے - اور یہ نمک پانی میں حل پذیر ہے - اِس کی ترسیب کے لئے سلور سلفیٹ (Silver Sulphate) ملانا پڑتا ہے :-

$$BaCl_2 + Ag_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{رسوب}}{BaSO_4} + \underset{\text{رسوب}}{2AgCl}$$

۴- بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کو

پانی میں معلق رکھ کر اِس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گزارا جائے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا آبی محلول حاصل ہوتا ہے :—

$$BaO_2 + CO_2 + H_2O \leftrightarrows BaCO_3 + H_2O_2$$

رسوب

تخلیص

اِن قاعدوں سے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے محض آبی محلول حاصل ہوتے ہیں۔ اِن محلولوں کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر کشید کرنے سے خالص ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ مرکب طیران پذیری میں پانی سے کمتر ہے۔ لیکن جب ۱۰۰° پر پہنچتا ہے تو تندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔ اور پانی اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے۔ اِس اشکال سے بچنے کے لئے ضروری ہے کہ اِس کا طیران، نقطۂ مذکور سے پست تر تپش پر حادث ہو ورنہ کشید کے عمل سے اِس کا استحصال ممکن نہیں۔ اور اِس مطلب کے لئے مایع کی سطح پر دباؤ کا کم ہونا لازم ہے۔ ۶۸ مم دباؤ کے ماتحت پانی پہلے کشید ہوتا ہے۔ یعنی یہ واقعہ تقریباً ۴۵° پر پیش آتا ہے اور پھر مایع کا جو حصّہ باقی رہ جاتا ہے وہ ۸۴ — ۸۵° پر جوش کھاتا ہے۔ اور تقریباً سب کا سب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) ہوتا ہے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا تجارتی محلول عموماً ۳ فی صدی H_2O_2 پر مشتمل ہوتا ہے۔ اِس مایع کو ۷۰° پر تبخیر کرنے سے ۴۵ فی صدی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ حاصل ہو سکتا ہے۔ اور اِس تبخیر کے دوران میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کچھ زیادہ اُڑنے نہیں پاتا۔

بیریئم پر آکسائیڈ اور سلفیورک ترشہ کا تعامل ـــــ

یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ آبیدہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کی بہ نسبت معمولی بیریئم پر آکسائیڈ پانی میں کچھ کمتر حل پذیر نہیں ۔ اور اس پر بھی واقعہ یہ ہے کہ معمولی بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) مقابلۃً بہت آہستہ آہستہ حل ہوتا ہے ۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ معمولی بیریئم پر آکسائیڈ، بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کو آکسیجن میں گرم کرکے تیار کیا جاتا ہے ۔ اور اس کے اجزار باہم بہت پیوستہ ہوتے ہیں ۔

حقیقت یہ ہے کہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کی طرح جتنی چیزیں کم حل پذیر ہیں یا آہستہ آہستہ حل ہوتی ہیں اُن سب کا یہی حال ہے کہ اُن کا کیمیائی تعامل بہت پیچیدہ ہو جاتا ہے ۔ چنانچہ تعامل میں صرف وُہی حصہ شریک ہو سکتا ہے جو حل ہو چکا ہوتا ہے ۔ اور اِس طرح حل شدہ اور ناحل شدہ چیزوں میں ایک طبیعی تعادل پیدا ہو جاتا ہے :-

$$BaO_2 \text{ (ٹھوس) } \rightleftarrows BaO_2 \text{ (حل شدہ)}$$

اور اِس تعادل کے ٹوٹنے سے کیمیائی تعامل کے لئے مادہ بہم پہنچتا ہے ۔ اِس لئے کیمیائی تعامل کو اِس تعادل کی شکست کا متعاقب رہنا پڑتا ہے ۔ یعنی اگر تعادل جلد جلد ٹوٹتا جا رہا ہو تو کیمیائی تعامل بھی تیز ہوتا ہے ۔ اور اگر تعادل جلد جلد نہ ٹوٹ رہا ہو تو ظاہر ہے کہ کیمیائی تعامل کو متعامل مادہ جلد جلد میسّر نہیں آسکتا ۔ اور پھر نتیجۃً تعامل کا سُست ہو جانا امرِ لازم ہونا چاہیئے ۔ جب بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب ہوتی ہے تو اِس سے کیمیائی تغیر کے پیچھے بھی ایک طبیعی تعادل پیدا ہو جاتا ہے :-

$$BaSO_4 \text{ (حل شدہ) } \rightleftarrows BaSO_4 \text{ (ٹھوس)}$$

اور اِس طرح پیچیدگی پر ایک اَور پیچیدگی بڑھ جاتی ہے جس کا نتیجہ یہ ہے کہ کیمیائی تعامل کے دونوں پہلو یعنی پس وپیش پیچیدگیوں سے گھر جاتے ہیں۔

اِس تقریر سے ظاہر ہے کہ جب کمتر حل پذیر چیزیں استعمال کی جاتی ہیں یا پیدا ہوتی ہیں تو تعادلات کا ایک سلسلہ بپا ہو جاتا ہے جس میں کا ہر ایک دُوسرے پر موقوف ہوتا چلا جاتا ہے۔ مثلاً اُسی بیریئم پرآکسائیڈ (Barium peroxide) اور سلفیورک (Sulphurio) ترشہ کے تعامل پر غور کرو:—

$$BaO_2 \ (\text{ٹھوس}) \rightleftarrows BaO_2 \ (\text{حل شدہ}) + H_2SO_4$$
$$\rightleftarrows H_2O_2 + BaSO_4 \ (\text{حل شدہ}) \rightleftarrows BaSO_4 \ (\text{ٹھوس})$$

اگر بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب رُک جائے تو وہ محلول میں ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے ساتھ تعامل کریگا۔ اور یہ تعامل عملِ وسطی کا رُخ پیچھے کی طرف پھیر دیگا۔ جس کا نتیجہ یہ ہوگا کہ بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی بجائے بیریئم پرآکسائیڈ (Barium Peroxide) کی ترسیب شروع ہو جائیگی۔ لیکن بیریئم پرآکسائیڈ (Barium Peroxide) اور سلفیورک ترشہ کے تعامل میں تم نے دیکھ لیا ہے کہ اِس اشکال کے باوجود ہائیڈروجن پرآکسائیڈ حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ کامیابی حقیقت میں اِس بات پر موقوف ہے کہ بیریئم سلفیٹ بیریئم پرآکسائیڈ سے بھی کمتر حل پذیر ہے۔

ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تیاری میں جب کاربن ڈائی آکسائیڈ سے کام کیا جاتا ہے تو وہاں بھی تعادلات کا ایسا ہی سلسلہ موجود ہوتا ہے۔ اِس سلسلہ میں کمتر حل پذیر چیز بیریئم کاربونیٹ (Barium Carbonate) ہے۔ اس لئے تعامل کی رجعت کامیاب نہیں ہوتی۔ اور ہائیڈروجن پرآکسائیڈ حاصل ہو جاتا ہے۔

بناوٹ کے اَور طریقے

۱- ہائیڈروجن اور آکسیجن کے بلاواسطہ امتزاج سے بھی

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) بن جاتا ہے - مثلاً جب ہائیڈروجن کا شعلہ یخ پر پڑتا ہے تو اس طرح یخ کے پگھلنے سے جو پانی بنتا ہے اُس میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی اچھی خاصی مقدار پائی جاتی ہے - اِس واقعہ کی بظاہر صرف یہی توجیہ ہو سکتی ہے کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تعامل کے دَوران میں پانی کے ساتھ ساتھ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بھی پیدا ہوتا ہے - لیکن معمولی حالتوں میں تعامل کی حرارت اُسے تحلیل کر دیتی ہے - اور یہاں یخ کی ٹھنڈک اُسے تحلیل سے بچا لیتی ہے -

۲- کیلسیئم (Calcium)، سٹرانشیئم (Strontium)، جست، اور تانبے کے پر آکسائیڈز (Peroxides) کے ساتھ تُرشوں کے تعامل کرنے سے بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) حاصل ہو سکتا ہے -

۳- جب کسی دھات، مثلاً جست، تانبے، سیسے وغیرہ کو ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ میں ڈال کر ہوا کی موجودگی میں ہلایا جاتا ہے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے کچھ شائبے بن جاتے ہیں -

برق پاشیدگی کے خانہ میں رکھے ہوئے، ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ میں سے جب منفی الیکٹروڈ (Electrode) کے گرد و نواح میں آکسیجن گیس گزاری جاتی ہے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا ہوتا ہے - یہاں پلاٹینم (Platinum) کے پترے پر جو ہائیڈروجن آزاد ہو رہی ہوتی ہے وہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بنا دیتی ہے -

طبیعی خواص

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ایک

مایع چیز ہے جس کا قوام شربت کا سا اور کثافتِ نوعی ۵ ر۱ ہے۔ جلد پر اِس سے آبلہ پڑ جاتا ہے۔ اگر ہلکایا ہو تو اِس میں ناگوار سا دھاتی مزہ پایا جاتا ہے۔ اِسے منجمد بھی کرلیا گیا ہے۔ چنانچہ نقطۂ اماعت اِس کا -۲° ہے۔

کیمیائی خواص

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) نہایت ناقیام پذیر ہے۔ چنانچہ -۲۰° پر بھی آہستہ آہستہ تحلیل ہوتا جاتا ہے۔ اِس کا ہلکایا آبی محلول اگر لوثوں سے پاک ہو تو البتہ اچھا خاصا قائم رہتا ہے۔ کسی آزاد ترشہ کا اگر ذرا سا شائبہ بھی موجود ہو تو اِس کا قیام بہت کچھ بڑھ جاتا ہے۔ آزاد قلیوں کی، اور اکثر نمکوں کی، موجودگی اِس کی تحلیل کی مدد ہوتی ہے۔ اِس لئے تجارتی محلول کی تخلیص نہایت ضروری ہے۔ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کوئلہ، یا دھاتوں کا سفوف، ملا دینے سے اِس کے ہلکائے محلولوں میں بھی اُبال آجاتا ہے اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے :-

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

زیادہ مُرتکز محلول، مثلاً ۲۸ فی صدی، اگر پلاٹینم (Platinum) کی مجلّا پیالی میں رکھا ہو تو وہ ۶۰° درجہ پر بھی خاموش رہتا ہے۔ لیکن اگر مایع کی سطح کے نیچے پیالی کے پینڈے پر کھُرچ کر ذرا سا نشان کر دیا جائے تو اِس طرح جو نشان کا تیز کنارہ پیدا ہو جاتا ہے اُس پر آکسیجن بکثرت آزاد ہونے لگتی ہے۔ اِس واقعہ سے یہ گمان ہو سکتا ہے کہ عاملانہ عمل کرنے والی چیزوں کا عمل غالباً احتیالی ہوتا ہے۔

یہ مرکب چونکہ گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت اِس خوبی کے ساتھ تبخیر نہیں ہو سکتا کہ اِسے قطعاً تحلیل لاحق نہ ہو اِس لئے اِس کا

وزنِ سالمہ صرف نقطۂ انجماد کے قاعدہ سے دریافت کیا گیا ہے۔ چنانچہ اِس کے ۳،۳ فی صدی آبی محلول کا نقطۂ انجماد پانی کے اپنے نقطۂ انجماد سے ۲،۰۳° پست پایا گیا ہے۔ اِس لئے ۱۰۰۰ گرام پانی میں ۳،۳ گرام ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی آمیزش سے نقطۂ انجماد

$$۲،۰۳ \times ۹۶،۷ \div ۱۰۰۰ = ۰،۱۹۶°$$

پست ہو جانا چاہیئے۔ اور اِس بناء پر ضروری ہے کہ نقطۂ انجماد کو ۱،۸۹° پست کر دینے کے لئے

$$۳،۳ \times ۱،۸۹ \div ۰،۱۹۶ = ۳۱،۸ \text{ گرام}$$

ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) درکار ہو۔ اور پھر یہی مطلوبہ وزنِ سالمہ ہے۔

اب اگر ضابطہ HO ہو تو اِسے وزنِ سالمہ ۱۷ 'کا' اور اگر H_2O_2 ہو تو اِسے وزنِ سالمہ ۳۴ 'کا' متجاوب ہونا چاہیئے۔ اور ۳۴ 'کا' عدد قیمتِ مذکور کے قریب تر ہے۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ H_2O_2 ہی اِس مرکب کا صحیح ضابطہ ہے۔

ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) آبی محلول کی شکل میں ایک کمزور سا ترشہ ہے۔ اِس کا وزنِ سالمہ جو تجربہ سے مستنبط ہوتا ہے طبعی حد کے بہت قریب ہے۔ اور اِس کے محلول کی برقی مُوصلیت بھی بہت کم ہے۔ یہ دونوں باتیں اِس امر پر دلالت کرتی ہیں کہ اِس مرکب کی صرف خفیف سی مقدار آئیونائیزر (Ionize) ہو سکتی ہے۔ بہ حیثیتِ ترشہ یہ مرکب بہت جلد دوپٹلی تحلیل میں داخل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ جب بیریئم ہائیڈرآکسائیڈ (Barium hydroxide) یا سٹرانشیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Strontium hydroxide) کے محلول میں ملایا

ہ دیکھو دوسرا حصہ۔

جاتا ہے تو بیریئم اور سٹرانشیئم کے آبیدہ پر آکسائیڈز (Peroxides) کے قلمی رسوب بن جاتے ہیں :—

$$Sr(OH)_2 + H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + SrO_2$$

$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + BaO_2$$

اِس ترتیب میں ایک اور تعادل بھی شامل ہے۔ یعنی

$$SrO_2 + 8H_2O \rightleftharpoons SrO_2 8H_2O \text{ (ٹھوس)}$$

$$BaO_2 + 8H_2O \rightleftharpoons BaO_2.8H_2O \text{ (ٹھوس)}$$

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen per oxide) اور کرومک (Chromic) ترشہ H_2CrO_4 کے تعامل کی ماہیت بھی غالباً یہی ہے۔ اِس تعامل کا حاصل جو خوبصورت نیلا محلول پیدا کرتا ہے تقریباً اپنی پیدائش کے ساتھ ہی تحلیل ہو جاتا ہے۔ اس لئے اِس کی ترکیب بالتعیین معلوم نہیں ہو سکی۔ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) کے ترشائے ہوئے محلول میں جب پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ (Potassium dichromate) کا قطرہ مِلا دیا جاتا ہے تو یہ خوبصورت نیلا محلول پیدا ہوتا ہے۔ اور اس واقعہ سے پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے محلول میں جو ترشہ مِلایا جاتا ہے وہ ڈائی کرومیٹ (Dichromate) کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اور کرومک (Chromic) ترشہ کو آزاد کر دیتا ہے۔ اور پھر کرومک ترشہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے ساتھ تعامل کر کے وہ مرکب پیدا کرتا ہے جو نیلے محلول کی پیدائش کا موجب ہے :—

$$H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons 2H_2CrO_4 + K_2SO_4$$

اِس نیلے رنگ کی چیز میں ایک عجیب خاصیت پائی جاتی ہے جو غیر نامیاتی مرکبات میں نہایت غیر معمولی ہے۔ یعنی وہ پانی کی

بہ نسبت ایتھر (Ether) میں زیادہ حل پذیر ہے۔ علاوہ بریں آبی محلول میں جو اور چیزیں موجود ہوتی ہیں اگر اُن سے جُدا کر لیا جائے تو اُس کی ناقیام پذیری بھی بہت کچھ گھٹ جاتی ہے۔ اِس لئے تھوڑا سا ایتھر ملا کر اِس کو ایتھر میں لے لینے سے تشخیص مذکورہ میں زیادہ نزاکت آ جاتی ہے۔ ایتھری طبقہ میں اِس مرکب کا رنگ زیادہ دیرپا بھی ہوتا ہے۔ اور ارتکاز کے بڑھ جانے سے زیادہ واضح بھی دکھائی دیتا ہے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) آزاد آکسیجن کی بہ نسبت بہت زیادہ طاقتور آکسیڈائزنگ (Oxidising) عامل ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ (Hydrogen iodide) سے آئیوڈین کو آزاد کر دیتا ہے۔ اِس تعامل سے نشاستہ کی موجودگی میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے :—

$$2HI + H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + I_2$$

سلفائیڈز (Sulphides) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر کے سلفیٹس (Sulphates) میں تبدیل کر دیتا ہے۔ مثلاً لیڈ کاربونیٹ (Lead carbonate) جو مصوری میں استعمال کیا جاتا ہے شہروں کی ہوا میں ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) کے عمل سے سیاہ لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اور اِس خرابی کو دفع کرنے کے لئے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ہی استعمال کیا جاتا ہے۔ چنانچہ وہ لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) کو لیڈ سلفیٹ (Lead sulphate) بنا دیتا ہے۔ اور لیڈ سلفیٹ سفید چیز ہے :—

$$PbCO_3 + H_2S \rightarrow PbS + H_2O + CO_2$$

$$PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O,$$

اِس طرح تصویر کا ابتدائی رنگ پھر عود کر آتا ہے۔

نامیاتی رنگین مادہ، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے تعامل سے بے رنگ ہو جاتا ہے۔ اِس لئے ریشم، ہاتھی دانت، پروں اور بالوں کی سی چیزیں جو زیادہ تیز عوامل کے عمل سے خراب ہو جاتی ہیں، اُن کا رنگ کاٹنے میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) بہت کام آتا ہے۔

اِس کی تحلیل سے صرف پانی اور آکسیجن کی پیدائش ہوتی ہے۔ اور یہ دونوں چیزیں بے ضرر ہیں۔ اِس لئے یہ مرکب، جراحی میں قاتلِ جراثیم کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

خاص خاص حالتوں میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) محوّل کا کام بھی سر انجام دیتا ہے۔ مثلاً سلور آکسائیڈ (Silver oxide) کو چاندی میں تحویل کر دیتا ہے :-

$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + H_2O + O_2$$

اگر پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium permanganate) کے محلول میں کوئی تُرشہ مِلا کر پرمینگانِک (Permanganic) تُرشہ کو آزاد کر دیا جائے :-

$$KMnO_4 + H_2SO_4 \rightleftarrows HMnO_4 + KHSO_4,$$

تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) اُسے بہت جلد تحویل کر دیتا ہے۔ اِس واقعہ کی توجیہ یہ ہے کہ سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ اگر بہ افراط موجود ہو تو پرمینگانِک (Permanganic) تُرشہ میں تغیرِ ذیل کا رُجحان پیدا ہو جاتا ہے :-

$$2HMnO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 3H_2O (+5O) \quad (1)$$

لیکن جب تک اِس آکسیجن پر قبضہ کر لینے کے لئے کوئی چیز موجود نہ ہو یہ رُجحان بروئے کار نہیں آتا۔ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) خود ناقیام پذیر چیز ہے اور اِس کی تحلیل سے آکسیجن آزاد ہوتی ہے اِس لئے یہ مرکب پرمینگانِک تُرشہ کے رُجحانِ

مذکور کو بروئے کار لانے میں مد و معاون ہوتا ہے۔ اور پرمینگانک (Permanganic) ترشہ تحویل ہو جاتا ہے :——

$$(5O) + 5H_2O_2 \rightarrow 5H_2O + 5O_2$$

اِس توجیہ کے بعد ہم مساوات (۱) و (۲) کو یکجائی طور پر شکلِ ذیل میں لکھ سکتے ہیں :-

$$2HMnO_4 + 2H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) سے جہاں کہیں محوّلانہ عمل سرزد ہوتا ہے وہاں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا سالمہ آکسیجن کے صرف ایک جوہر کو کھینچ سکتا ہے۔ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے سلوک کا یہ انداز دو طرح سرزد ہو سکتا ہے۔ ایک یہ کہ اِس کے سالمہ کی ہائیڈروجن کے دو جوہر اِس آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتے ہوں اور سالمۂ مذکور کی تمام آکسیجن کو چھوڑ دیتے ہوں۔ اور دُوسرے یہ کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے سالمہ سے پانی بن جاتا ہو اور آکسیجن کا دُوسرا جوہر شئے زیرِ تحویل سے آکسیجن کا ایک جوہر لے کر آکسیجن کا سالمہ بنا دیتا ہو۔ لیکن ابھی یہ بات متحقق نہیں ہوئی کہ اِن دو صورتوں میں سے کونسی صورت امرِ واقع ہے۔

اِس تعامل سے کمّی تشریح میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تخمین میں کام لیا جاتا ہے۔ یعنی جب یہ معلوم کرنا ہوتا ہے کہ کسی مایع میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی کتنی مقدار موجود ہے تو اُس مایع کو ترشا لیا جاتا ہے۔ اور پھر اُس میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) کا معیاری محلول مِلا کر یہ معلوم کر لیا جاتا ہے کہ تمام ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کو تحلیل کر دینے کے لئے پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کا کتنا محلول درکار ہے۔ پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کے محلول کا رنگ اُودا

ہے۔ اور اِس کے تحویل ہو جانے سے بے رنگ چیزیں پیدا ہوتی ہیں - اِس لئے جب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ختم ہو جاتا ہے تو اِس کے بعد پر مینگانیٹ (Permanganate) کا جو قطرہ پڑتا ہے وہ مایع کو واضح اور مستقل طور پر اپنے مخصوص رنگ سے رنگین کر دیتا ہے - جب یہ موقع آجاتا ہے تو پرمینگانیٹ (Permanganate) کے محلول کی آمد فوراً روک دی جاتی ہے اور ظرفک کو دیکھ کر پرمینگانیٹ کی صرف شدہ مقدار کا حجم معلوم کر لیا جاتا ہے -

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی حرکیمیا ———

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide)
جب آزاد ہائیڈروجن اور آکسیجن کے باہم ترکیب کھانے سے پیدا ہوتا ہے تو اِس واقعہ کے ساتھ ساتھ حرارت بھی حادث ہوتی ہے :-

$$H_2 + O_2 = H_2O_2 \text{ (آبی) } + 45{,}300 \text{ حرارہ}$$

اِس سے ظاہر ہے کہ یہ مرکب اپنے عناصرِ ترکیبی کے بلا واسطہ امتزاج سے پیدا ہو سکتا ہے - پیدائش کے بعد جب یہ مرکب، آکسیجن اور پانی میں تحلیل ہوتا ہے تو اِس تحلیل کے ساتھ ساتھ اور حرارت نمودار ہوتی ہے :—

$$H_2O_2 = H_2O + O + 23{,}100 \text{ حرارہ}$$

تعامل کے اِن دونوں درجوں کی حرارت کا مجموعہ یقیناً حرارت کی اُس مقدار کا مساوی ہے جو پانی کی بلا واسطہ پیدائش سے پیدا ہوتی ہے - یعنی دونوں صورتوں میں وہ ۶۸٬۴۰۰ حرارہ ہے -

آکسیڈیشن (Oxidation) کے مقاصد کے لئے جب آزاد آکسیجن کی بجائے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) استعمال کیا جاتا ہے تو اِس قسم کے ہر تعامل میں آکسیجن کی بہ نسبت

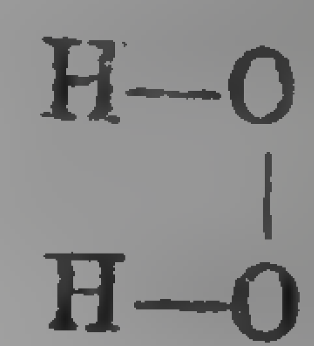
ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے استعمال سے حرارت بقدر ۱۰۰ ، ۲۳ حرارہ زیادہ آزاد ہوتی ہے - یہی وجہ ہے کہ آکسیڈائیزنگ (oxidising) عامل کی حیثیت سے یہ مرکب بہت طاقتور ہے -

پر آکسائیڈز

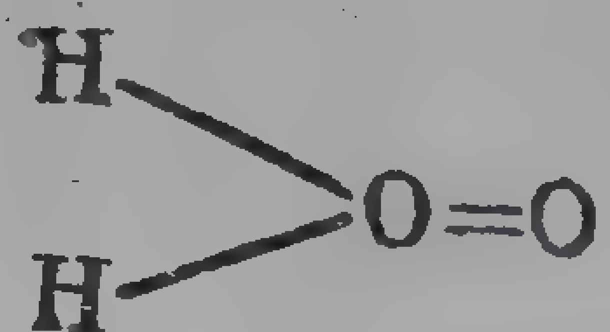
PEROXIDES

کیمیائی ترکیب اور سالمہ کی ساخت ——

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے کیمیائی سلوک کو تعبیر کرنے کے لئے دو مختلف ترسیمی ضابطے تجویز کئے گئے ہیں :—



(۱)



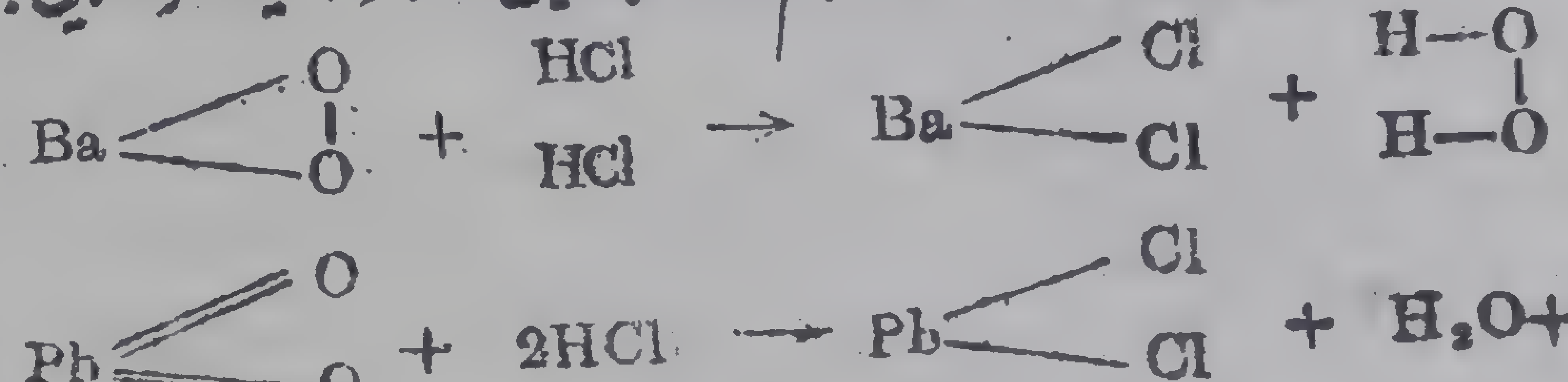
(۲)

ان دو ضابطوں میں سے دوسرے پر غور کرو - اس میں آکسیجن کے ایک جوہر کا یہ حال ہے کہ وہ اپنے ماسوا کی اتنی مقدار کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہے جو کیمیائی معادلیت میں فی الجملہ ہائیڈروجن کے دو جوہروں کی بجائے چار جوہروں کے برابر ہے - یا دوسرے لفظوں میں یوں سمجھو کہ آکسیجن کا ایک جوہر اس ضابطہ میں چوگرفتہ ہوگیا ہے - اور آکسیجن اپنی معمولی حالتوں میں دو گرفتہ ہے - اس لئے دو زائد گرفتوں کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ اُن کے وجود پر امتزاج کی حالت کا جو حصہ مبنی ہے وہ لامحالہ کمزور ہونا چاہیئے - اور پھر اس کے بعد نتیجۃً یہ بھی ضروری ہے کہ اس مرکب میں آکسیجن

کے ایک جوہر کو بہ آسانی چھوڑ دینے کا رُجحان پایا جائے۔

آکسیجن کے جوہروں کا باہمی ارتباط جو دونوں ضابطوں میں مشترک ہے وہ اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا حصول اُن چیزوں سے ممکن نہیں جن کے سالمہ میں آکسیجن کے جوہروں کی تعداد دو سے کم ہو۔ اِسی تصور کے ساتھ مطابقت پیدا کرنے کے لئے ہم سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) کو Na_2O_2 لکھتے ہیں۔ حالانکہ ہمیں اِس پر آکسائیڈ (Peroxide) کے وزنِ سالمہ کی تشخیص و تعیین کا کوئی ذریعہ میسر نہیں۔

اِن دو ضابطوں میں سے پہلے ضابطہ کا استعمال زیادہ اہم ہے۔ یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ جن آکسائیڈز (Oxides) کی ترکیب میں آکسیجن کے دو جوہر شامل ہیں وہ سب کے سب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا نہیں کرتے۔ مثلاً جب لیڈ ڈائی آکسائیڈ (Lead dioxide) PbO_2 ہلکائے ترشوں کے ساتھ تعامل کرتا ہے تو اِس سے صرف پانی اور آکسیجن کی پیدائش ہوتی ہے۔ اِس بنا پر ہم بیریئم آکسائیڈ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کو مشابہ سمجھتے ہیں اور بیریئم پر آکسائیڈ اور لیڈ ڈائی آکسائیڈ کو ایک دوسرے سے مختلف تصور کرتے ہیں۔ اور اگر یہ امرِ واقعہ ہے تو ضرور ہے کہ اِن کی ترکیب میں اور اِن کے سالموں کی ساخت کے انداز میں بھی اختلاف ہو۔ اِس تصور کو محسوسات کی شکل میں لانے کے لئے ہم مندرجہ ذیل انداز اختیار کرتے ہیں:-



اِس تصور کی تصدیق کے لئے یہ واقعہ بھی موجود ہے کہ سیسا ناقیام پذیر ٹیٹرا کلورائیڈ (Tetra chloride) اور اِس کے علاوہ دیگر مرکبات بھی پیدا کرتا ہے جن میں وہ چوگرفتہ ہے۔ اور بیریئم (Barium) کا یہ حال ہے کہ اِس سے بیریئم پرآکسائیڈ (Barium peroxide) کے سِوا اَور کوئی ایسا مرکب پیدا نہیں ہوتا جس میں بیریئم کی چوگرفتگی کا کوئی خفیف سا شائبہ بھی پایا جاتا ہو۔ پھر ظاہر ہے کہ ساخت کو تعبیر کرنے کے لئے جو ترسیمی شکل اختیار کی گئی ہے وہ BaO_2 میں بھی بیریئم کو نہایت عمدگی کے ساتھ دو گرفتہ رکھتی ہے۔ اِس تصور کی بناء پر حقیقی پرآکسائیڈز (Peroxides) وہی ہیں جو ہائیڈروجن پرآکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا کرتے ہیں۔ چنانچہ اِسی خیال سے ہم اِس قسم کے تمام "پرآکسائیڈز" کی ساخت کو اِس مخصوص انداز پر تصور کرتے ہیں کہ اِن کے سالموں میں آکسیجن کے جوہر ایک سلسلہ میں مربوط ہیں۔ اور وہ جو ہائیڈروجن پرآکسائیڈ پیدا نہیں کرتے اُن کے ضابطوں کی ترسیم کے لئے PbO_2 کی طرح ایسی شکل اختیار کی جاتی ہے جس میں آکسیجن کے جوہروں کو ایک دُوسرے کے ساتھ براہِ راست کوئی تعلق نہیں۔

چوتھی فصل کی مشقیں

۱۔ پانی کے نقاطِ مُرور سے کیا مُراد ہے؟ چند اَور ایسے نقاط بتاؤ جو بعض اَور معروف چیزوں کے طبیعی مُرور کے لئے مخصوص ہوں۔

۲۔ ایتھر (Ether) الکوہل (Alcohol)، اور کلوروفارم (Chloroform) کے معمولی سلوک سے اِس بات کا کہاں تک

ٹیٹرا (Tetra) بمعنی چار۔

ثبوت مل سکتا ہے کہ یہ بالبداہت بہت سا بخاری تناؤ رکھتے ہیں ؟
۳۔ کسی انجن کے جوشدان میں اگر بھاپ کا دباؤ ۱۰ اکرات ہوائیہ ہو تو جس پانی سے یہ بھاپ پیدا ہو رہی ہے وہ کس تپش پر جوش کھا رہا ہوگا ؟
۴۔ ۰° تپش کے اکلوگرام یخ کو پگھلا دینے کے لئے جتنی حرارت درکار ہے وہ کتنے گرام پانی کو ۲۰° سے ۱۰۰° تک گرم کر دینے کے لئے کفایت کریگی ؟
۵۔ پھٹکڑی اور سوڈے کا یہ حال ہے کہ یہ چیزیں اگر کھلے برتنوں میں رکھی ہوں تو اپنا قلماؤ کا پانی کھو دیتی ہیں اور جپسم (Gypsum) کا حال یہ نہیں۔ اس واقعہ سے تم کیا نتیجہ نکال سکتے ہو ؟
۶۔ وہ کون سے واقعات ہیں جو اس بات کا قطعی فیصلہ کر دیتے ہیں کہ ہائیڈریٹس (Hydrates) بھی واقعی کیمیائی مرکب ہیں ؟ کیا کوئی واقعہ ایسا بھی ہے جو اس نتیجہ کو مشتبہ کر دیتا ہے ؟
۷۔ ہائیڈریٹس (Hydrates) اشیائے مندرجۂ ذیل سے کن کن باتوں میں اختلاف رکھتے ہیں :—

(ا) محلول۔
(ب) ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide)۔

۸۔ کیا کیمیائی عاملیت کے اعتبار سے پانی کی تین حالتوں، یعنی یخ پانی اور بھاپ، میں کسی اختلاف کی توقع ہو سکتی ہے ؟ اگر ہو سکتی ہے تو یخ، پانی، بھاپ، کو اس ترتیب سے لکھو کہ سب سے پہلے وہ چیز آئے جو عاملیت کے اعتبار سے سب میں کمتر ہے۔ اور سب سے آخر میں اُس چیز کی جگہ ہو جو اس خصوص میں سب سے بڑھی ہوئی ہے۔ کیا اس قسم کے اختلاف کے لئے کوئی تجربی تصدیق یا تغلیط بھی تمہاری نگاہ میں ہے ؟
۹۔ کیا نابیدہ چیز میں کیمیائی توانائی زیادہ ہوتی ہے یا اُس

کے متجاوب ہائیڈریٹ (Hydrate) ہیں؟

۱۰- جس انداز سے متن میں بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium Dioxide) اور سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کے تعامل سے بحث کی گئی ہے اُسی انداز سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium dioxide) کے تعامل سے بحث کرو!

یہاں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی حل پذیری سے ایک مزید تعادل بپا ہو جاتا ہے۔ چنانچہ

$$\underset{\text{گیس}}{CO_2} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{حل شدہ}}{H_2CO_3}$$

۱۱- ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا دس فی صدی محلول کون سی تپش پر منجمد ہوگا؟ (دیکھو خواص صفحہ ۱۶۰)۔

۱۲- تیل اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے تعامل کی مکمل تعبیر کے لئے حرکیمیائی مساواتیں لکھو۔

۱۳- مندرجہ ذیل صورتوں میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا چار فی صدی محلول حجماً اپنے سے کتنے گُنا آکسیجن (Oxygen) دیگا:-

(ا) جب کہ اُس میں پلاٹینم (Platinum) سفوف ملایا جائے۔

(ب) جب کہ اُس میں سلفیورک (Sulphuric) ترشہ اور پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) ملایا جائے۔

پانچویں فصل

نائیٹروجن

نائیٹروجن مستقل، جداگانہ چیز کی حیثیت سے پہلے پہل اڈنبرا[1] یونیورسٹی کے پروفیسر نباتات رڈتھرفورڈ[2] نے ۱۷۷۲ء میں دریافت کی تھی۔ پھر شیل[3] نے یہ ثابت کیا کہ یہ گیس کرۂ ہوائی میں موجود ہے۔ چنانچہ جب ہوا میں سے آکسیجن نکال لی جاتی ہے تو ایسی گیس باقی رہ جاتی ہے جو بیشتر نائیٹروجن پر مشتمل ہوتی ہے۔ آخر کار لواشیے[4] نے اس کی عنصرانہ حیثیت کو پہچانا۔ اس گیس کی سب سے زیادہ نمایاں خاصیت جو مشاہدہ میں آئی وہ اس کی غیر حاملیت تھی۔ چنانچہ یہ گیس نہ احتراق انگیز ثابت ہوئی نہ حیات افزا۔ اور چونکہ حیات افزا نہ تھی اس کا نام ایزوٹ (Azote) تجویز ہوا۔ اور فرانسیسی زبان میں آج تک یہی نام مستعمل ہے۔ انگریزوں نے البتہ یہ نام قبول نہیں کیا۔ وہ اسے نائیٹروجن (Nitrogen)

---

[1] Edinburgh

[2] Rutherford

[3] Scheel

[4] Lavoisier

کہتے ہیں اور اِس نام کی بناء اِس واقعہ پر ہے کہ یہ گیس شورہ KNO_3 کا ایک اہم جُز ہے۔ اور شورہ کو لاطینی زبان میں نائیٹرم (Nitrum) کہتے ہیں۔

عنصر نائیٹروجن کے کیمیائی علائق

ہائیڈروجن اور دھاتوں کے ساتھ ترکیب کھا کر یہ عنصر جو مرکبات پیدا کرتا ہے اُن میں وہ بتہ گرفتہ ہے۔ اور جن مرکبات میں آکسیجن اور دیگر منفی عناصر موجود ہوتے ہیں اُن میں اکثر اِس کی پنجگرفتگی کا اظہار ہوتا ہے۔ یہ ادھاتی عنصر ہے۔ کیونکہ اِس کے آکسائیڈز (Oxides) تُرشئی ہیں۔

نائیٹروجن کے بہت سے مرکبات نہایت کامل اور دلچسپ ہیں۔ اِن میں سے جن مرکبات سے ہمیں غیر نامیاتی کیمیا میں بحث کرنا ہے وہ امونیا (Ammonia) NH_3 اور نائیٹرک تُرشہ HNO_3 اور اِن کے مشتقات وغیرہ ہیں۔ نامیاتی مرکبات جن میں نائیٹروجن موجود ہوتی ہے تعداد میں بہت سے ہیں اور اُن میں اِس قسم کے خواص پائے جاتے ہیں جو نہایت واضح طور پر اُن ہی سے مخصوص ہیں۔ اِن میں سے بعض، مثلاً نائیٹروگلسرین (Nitroglycerine) اور دھماگو رُوئی (Guncotton) نہایت تندی کے ساتھ دھماکا پیدا کرنے والی چیزیں ہیں۔ بعض، مثلاً اینٹیپیرین (Antipyrine) طبعِ حیوانی پر بہت عاملانہ اثر کرتے ہیں۔ اور بعض کا یہ حال ہے کہ اینیلین (Aniline) اور دیگر نامیاتی رنگوں کی طرح ہمیں خولصورت اور مفید رنگین مادّے بہم پہنچاتے ہیں۔

وقوع

نائیٹروجن ہوا میں بکثرت موجود ہے۔ اور اس کے علاوہ

بہت سی امتزاجی شکلوں میں بھی پائی جاتی ہے۔ چنانچہ پوٹاشیم (Potassium) کا نائیٹریٹ (Nitrate) بنگال میں اور سوڈیم (Sodium) کا نائیٹریٹ پیرو[1] اور چلی[2] میں بکثرت ملتا ہے۔ قدرتی کھادوں میں نائیٹروجن کے مرکبات بمقدار کثیر موجود ہوتے ہیں۔ اور ان کھادوں کی کارگزاری اسی عنصر کی موجودگی کا نتیجہ ہے۔ نائیٹروجن، نباتی اور حیوانی مادہ کا بھی ضروری جزو ہے۔ مثلاً پروٹینز (Proteins) جو اِس قسم کے مادّہ کا معتدبہ حصّہ ہیں اُن میں بہ اعتبارِ اوسط تقریباً ۱۶ فی صدی نائیٹروجن دیگر اشیاء کے ساتھ ترکیب کھائی ہوئی موجود ہوتی ہے۔

تیاری

۱۔ خالص ہوا میں سے آکسیجن نکال لی جائے تو اس طرح نائیٹروجن بہ آسانی حاصل ہو سکتی ہے۔ صرف اتنی بات ہے کہ اِس نائیٹروجن میں ایک فی صدی کے قریب آرگن (Argon) بھی ہوتی ہے۔ جب اِس قاعدہ سے نائیٹروجن حاصل کرنا ہوتی ہے تو اِس مطلب کے لئے عموماً فاسفورس (Phosphorus) ہوا میں جلائی جاتی ہے یا ہوا گرم کئے ہوئے تانبے پر گزاری جاتی ہے۔ تجارتی مقاصد کے لئے نائیٹروجن مائع ہوا کی تبخیر سے حاصل کی جاتی ہے۔

۲۔ اگر خالص نائیٹروجن درکار ہو تو کیمیائی مرکبات سے تیار کرنا چاہیئے۔ اِس طرح تیار کی ہوئی نائیٹروجن، آرگن (Argon) کی آمیزش سے پاک ہوتی ہے۔ اِس قاعدہ کی سادہ ترین صورت یہ ہے کہ امونیم نائیٹرائیٹ NH_4NO_2 (Ammonium nitrite) سے کام لیا جائے۔ یہ مرکب، گرم کرنے پر بہت جلد تحلیل ہو جاتا ہے۔ یہاں تک

---

[1] Peru

[2] Chile

کہ تپش جب معمولی حالت سے ذرا بڑھ جاتی ہے تو تپش کی اتنی سی ترقی بھی اِس کی تحلیل کو کفایت کرتی ہے :—

$$NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2$$

لیکن امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) ناقیام پذیر ہے - اور اُس کا ذخیرہ میں برقرار رکھنا آسان نہیں - اس لئے عملیات میں عموماً امونیئم (Ammonium) کے کسی نمک کے ساتھ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا کوئی نمک ملا کر استعمال کیا جاتا ہے - مثلاً جب امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) اور سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium nitrite) کے طاقتور محلول باہم ملا دیئے جاتے ہیں تو دوہیلی تحلیل حادث ہوتی ہے - اور امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium Nitrite) بن جاتا ہے :—

$$NH_4Cl + NaNO_2 \rightleftharpoons NH_4NO_2 + NaCl$$

پھر جب حرارت پہنچائی جاتی ہے تو یہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium Nitrite) تحلیل ہو کر نائیٹروجن کو آزاد کر دیتا ہے :—

۳ - امونیا (Ammonia) NH_3 کے آکسیڈیشن سے، یا نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کی تحویل سے بھی نائیٹروجن بسہولت تیار ہو سکتی ہے - امونیا کو 'آکسیڈائیز (oxidise) کرنے کے لئے' گرم کئے ہوئے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) پر، اور نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کو تحویل کرنے کے لئے گرم کئے ہوئے تانبے پر گزارا جاتا ہے -

۴ - امونیئم نائیٹریٹ اور امونیئم کلورائیڈ کے آمیزہ کو گرم کرنے سے نائیٹروجن اور کلورین کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے - یہ گیسی آمیزہ دُودیا چُونے میں سے یا سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے محلول میں سے گزار لیا جائے تو کلورین جذب ہو کر رہ جاتی ہے - اور نائیٹروجن اِس کی آمیزش سے پاک ہو جاتی ہے :—

$$2NH_4NO_3 + NH_4Cl = 5N + Cl + 6H_2O.$$

۵۔ امونیئم ڈائی کرومیٹ (Ammonium dichromate) $(NH_4)_2Cr_2O_7$ کو، یا پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ (Potassium dichromate) $K_2Cr_2O_7$ اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کے آمیزہ کو گرم کرنے سے بھی نائیٹروجن حاصل ہو سکتی ہے :-

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2,$$

$$K_2Cr_2O_7 + 2NH_4Cl = Cr_2O_3 + 2KCl + 4H_2O + N_2$$

۶۔ جب امونیا کے ساتھ کلورین تعامل کرتی ہے تو امونیا اِس طرح تحلیل ہوجاتی ہے کہ کلورین اِس کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ بنا دیتی ہے۔ اور نائیٹروجن آزاد ہوجاتی ہے :-

$$2NH_3 + 3Cl_2 = 6HCl + N_2$$

اگر امونیا کے طاقتور محلول میں کلورین گزاری جائے تو اِس تعامل میں جو ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ پیدا ہوتا ہے وہ زائد امونیا کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) بنا دیتا ہے۔ یعنی

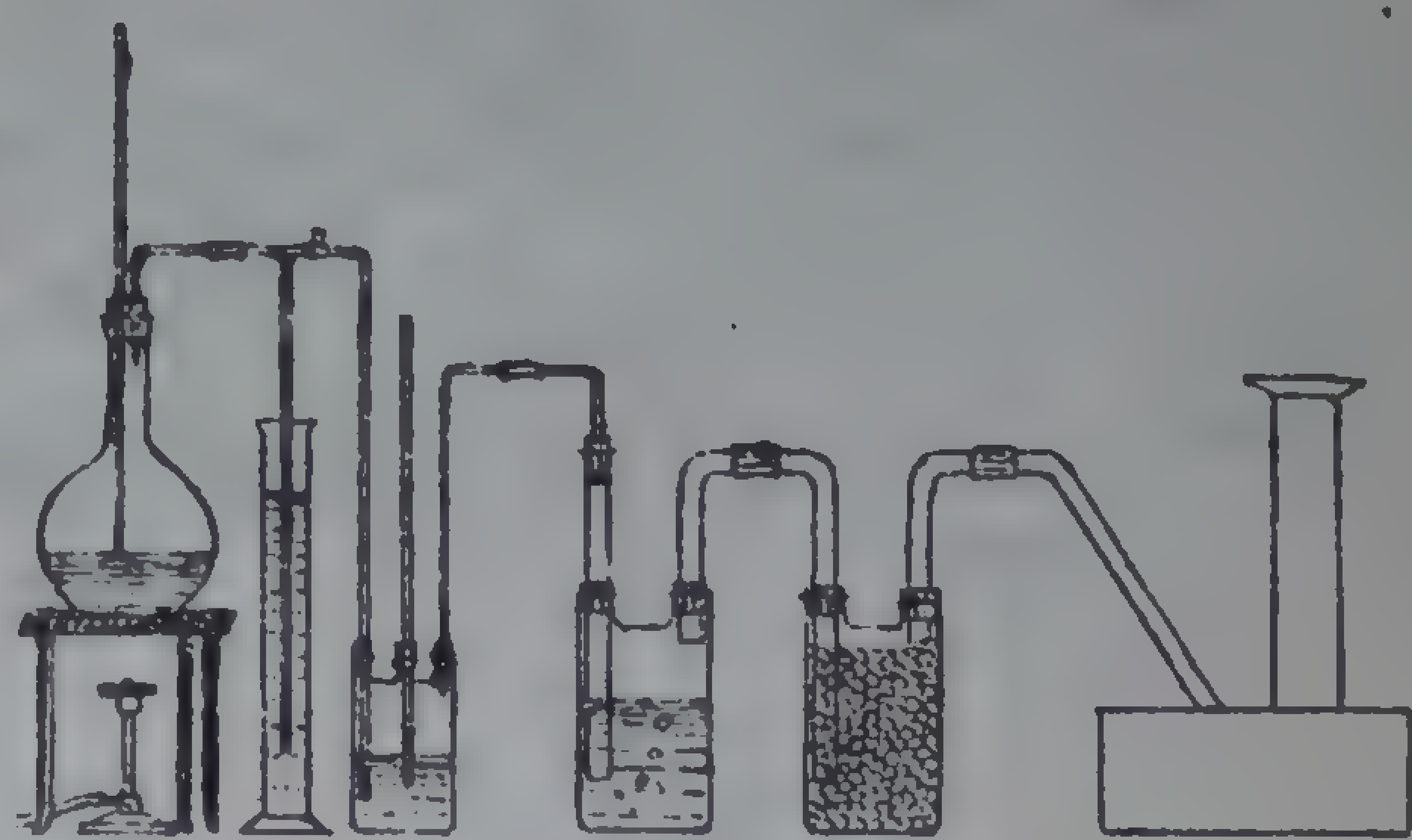
$$2NH_3 + 3Cl_2 = 6HCl + N_2$$

$$6HCl + 6NH_3 = 6NH_4Cl$$

اِس مطلب کے لئے پانی سے دھوئی ہوئی کلورین، وُلفی[1] بوتل میں رکھے ہوئے امونیا کے طاقتور آبی محلول میں سے آہستہ آہستہ گزاری جاتی ہے۔ کلورین کا ہر بلبلہ جب اِس امونیا میں داخل ہوتا ہے تو اُس کے کیمیائی تعامل کے ساتھ ساتھ روشنی کی زردی مائل کمزور سی چمک پیدا ہوتی ہے۔ اور نائیٹروجن کی تیز تیز رَو جاری ہوجاتی ہے۔ نائیٹروجن کے ساتھ ساتھ امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride)

[1] Woulf

کا غلیظ سفید دُخان بھی آتا ہے - اِس دُخان سے پاک کرنے کے لئے گیس کو جمع کرنے سے پہلے ایک ایسی بوتل میں سے گزار لینا چاہیئے جس میں ٹوٹے ہوئے شیشہ کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑے پانی سے



شکل ۲۷

تر کر کے رکھ دیئے گئے ہوں - پھر اس کے بعد گیس معمولی طور سے پانی پر (شکل ۲۷) جمع کی جا سکتی ہے -

جب اِس قاعدہ سے نائیٹروجن تیار کی جائے تو اِس امر کی احتیاط نہایت ضروری ہے کہ اموینا بہ افراطِ کثیر موجود ہے ورنہ نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) بن جانے کا احتمال ہے - اور یہ مرکب نہایت خطرناک دھماکو چیز ہے :-

$$NH_4Cl + 3Cl_2 = NCl_3 + 4HCl$$

طبیعی خواص

نائیٹروجن ایک بے رنگ، بے مزہ، اور بے بُو گیس ہے - اور ہونا بھی یہی چاہیئے - چنانچہ ہوا میں یہ گیس باقی گیسوں کی بہ نسبت بہ افراطِ کثیر موجود ہے - اور ہوا کا نہ کوئی رنگ ہے نہ کوئی مزہ ہے - اور نہ اِس میں کوئی بُو محسوس ہوتی ہے -

جب نائیٹروجن کافی سرد کر دی جاتی ہے تو وہ مایع بن جاتی ہے جو طبعی دباؤ کے ماتحت -۱۹۴° پر جوش کھاتا ہے۔ گیس کی طرح اِس مایع کا بھی کوئی رنگ نہیں۔ زیادہ ٹھنڈا کرنے سے یہ مایع جم کر سفید ٹھوس ہو جاتا ہے جو -۲۱۴° پر پگھلتا ہے۔

ایک لیتر خالص نائیٹروجن کا وزن ۱٫۲۵۰۷ گرام ہوتا ہے۔ پانی میں یہ گیس بہت کم حل پذیر ہے۔ چنانچہ ۱۰۰ حجم پانی میں صرف ۱٫۶ حجم حل ہوتی ہے۔ یعنی اِس کی حل پذیری آکسیجن کی حل پذیری سے کمتر ہے۔

کیمیائی خواص

نائیٹروجن کی کثافت ۱۴ ہے۔ اِس لئے اِس کا وزنِ سالمہ ۲۸ اور سالمی ضابطہ N_2 ہونا چاہیئے۔

نائیٹروجن نہ احتراق پذیر ہے نہ احتراق انگیز۔ یہ گیس بذاتِ خود زہریلی نہیں۔ لیکن چونکہ تنفس کے لئے بکار آمد نہیں اِس لئے حیوانات اِس میں دم گھٹ کر مرجاتے ہیں۔

براہِ راست صِرف چند عناصر کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے۔ معمولی تپشوں پر تقریباً قطعی طور پر غیر عامل ہے۔ جب نلی کے اندر خوب گرم کئے ہوئے لیتھیئم (Lithium)، کیلسیئم (Calcium)، میگنیسیئم، یا بورن (Boron) پر گزاری جاتی ہے تو وہ اِن چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر معیّن کیمیائی مرکبات پیدا کرتی ہے۔ اِن مرکبات کو نائیٹرائیڈز (Nitrides) کہتے ہیں۔ اِن میں نائیٹروجن، ترگرفتہ ہے۔ اور اِن کے ضابطے علی الترتیب Li_3N، Ca_3N_2، Mg_3N_2 اور BN، ہیں :—

$$6Li + N_2 = 2Li_3N$$

$$3Ca + N_2 = Ca_3N_2$$

$$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$$

$$2B + N_2 = 2BN$$

چنانچہ میگنیسیئم جب ہوا میں جلایا جاتا ہے تو اِس سے جو سفید مادّہ بنتا ہے وہ بیشتر میگنیسیئم آکسائیڈ (Magnesium oxide) پر مشتمل ہوتا ہے اور اُس میں خفیف سی مقدار میگنیسیئم نائیٹرائیڈ (Magnesium Nitride) کی بھی پائی جاتی ہے۔ اِس راکھ کو ڈھکے ہوئے برتن کے اندر پانی میں ملا دیا جائے تو امونیا کی بُو بخوبی محسوس ہو سکتی ہے۔ اور مرطوب لِٹمسی کاغذ سے بھی امونیا کی پیدائش کا پتہ چل سکتا ہے۔ اِس واقعہ کی اصلیت یہ ہے کہ اِس راکھ میں جو میگنیسیئم نائیٹرائیڈ موجود ہوتا ہے وہ پانی میں جاکر ہائیڈرولائیز (Hydrolyse) ہو جاتا ہے :-

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$

ہائیڈروجن کے ساتھ نائیٹروجن بمشکل ترکیب کھا کر امونیا NH_3 بناتی ہے۔ اور آکسیجن کے ساتھ تو اِس کا ترکیب کھانا اِس سے بھی زیادہ مشکل ہے۔ اِن تعاملوں کی تفصیل امونیا اور نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) NO کے ضمن میں آئیگی۔ یہاں ہم صرف اِس بات کی طرف اشارہ کرنا چاہتے ہیں کہ نائیٹروجن نہایت نافاعل عنصر ہے۔ اِس عنصر کی نافاعلیت بلاشبہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ اِس کے سالمات (N_2) نہایت قیام پذیر ہیں۔

نائیٹروجن کے بلاواسطہ امتزاج کی ایک صورت بہت کچھ اقتصادی اہمیت رکھتی ہے۔ یعنی نباتات کو جو نائیٹروجن درکار ہوتی ہے، اُس کا کچھ حصّہ تو اُن نائیٹروجن دار مرکبات سے جو کھادوں میں موجود ہوتے ہیں یا اِسی طرح کی اُن چیزوں سے جو خود زمین ہی میں موجود ہوتی ہیں بہم پہنچتا ہے، اور کچھ حصّہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) اور امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) ،

سے ملتا ہے جنہیں بارش کا پانی ہوا میں سے اپنے ساتھ لے آتا ہے۔
لیکن واقعات سے معلوم ہوتا ہے کہ وہ پودے جن سے دالیں پیدا ہوتی ہیں مثلاً مٹر لوبیا وغیرہ اُن کا یہ حال ہے کہ اُن کے ساتھ ساتھ بعض جراثیم ہمیشہ موجود رہتے ہیں جو اُن کی جڑوں کی گرہوں میں زندگی بسر کرتے ہیں۔ یہ جراثیم ہوا میں سے آزاد نائیٹروجن کو لے لینے پر قادر ہیں۔ یعنی ہوا کی جو نائیٹروجن زمین میں داخل ہوتی ہے یہ جراثیم اُس کے سالمات کو توڑ کر نائیٹروجن دار مرکبات بنا دیتے ہیں۔ چنانچہ جڑوں کے اِرد گِرد کے مادّوں میں اکثر ۵ فی صدی سے زیادہ نائیٹروجن پائی جاتی ہے جو امتزاج کی حالت میں ہوتی ہے۔ یہ نائیٹروجن دار مرکبات بیشتر البومنز (Albumines) ہیں جنہیں بعد میں پودوں کی جڑیں جذب اور ہضم کر لیتی ہیں۔

نائیٹروجن کی ایک عامل شکل بھی دریافت ہوئی ہے[1]۔ یہ عامل شکل، نائیٹروجن کو نلی کے اندر بہت کم دباؤ کے ماتحت رکھ کر اس میں برقی اُبھرن گزارنے سے حاصل ہوتی ہے۔ جب اُبھرن روک لی جاتی ہے تو زرد سی روشنی پیدا ہوتی ہے۔ یہ روشنی اِس واقعہ کا نتیجہ ہے کہ عامل نائیٹروجن پھر اپنی غیر عامل شکل کی طرف عود کر جاتی ہے۔ واقعات سے یہ بھی ثابت ہُوا ہے کہ نائیٹروجن کو برقی اُبھرن کے ذریعہ اُس کی عامل شکل میں تبدیل کرنے کے لئے آکسیجن کا شائبہ درکار ہے۔ یہ شائبہ غالباً حاملانہ عمل کرتا ہے۔ نلی میں اگر ذرا سا پنٹین[2] (C_5H_{12} (Pentane) کا بخار موجود ہو تو یہ عامل نائیٹروجن، ہائیڈروسائیانِک (Hydrocyanic) تُرشہ HCN بنا دیتی ہے۔

---

[1] یہ واقعہ سٹرٹ (Strutt) کا دریافت کیا ہُوا ہے۔
[2] پنٹ (Pent) بمعنی پانچ۔

چھٹی فصل

نائٹروجن اور ہائیڈروجن کے مرکبات

اِن میں سب سے زیادہ اعم اور سب سے پہلے کا معلوم شدہ مرکب وہ ہے جو امونیا (Ammonia) NH_3 کے نام سے مشہور ہے۔ یہ مرکب یورپ میں سب سے پہلے پرسیٹلی[۱] کے انکشاف میں آیا۔ اور اِس کا زمانۂ انکشاف سنہ ۱۷۷۴ء ہے۔ پرسیٹلی نے اس کا نام "قلوی ہوا" رکھا تھا۔

دُوسرا مرکب ہائیڈریزین (Hydrazine) N_2H_4 ہے جو کرٹیئس[۲] نے سنہ ۱۸۸۹ء میں دریافت کیا۔ اور تیسرا مرکب ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) ترشہ (HN_3) ہے جو سنہ ۱۸۹۰ء میں دریافت ہوا۔ اس کی دریافت بھی کرٹیئس ہی کا کارنامہ ہے۔

چوتھا مرکب ہائیڈراکسلامین (Hydroxylamine) NH_2OH ہے۔ یہ مرکب سنہ ۱۸۶۵ء میں لوسن[۳] نے دریافت کیا تھا۔ اپنے کیمیائی سلوک کے

۱؎ Priestley

۲؎ Curtius

۳؎ Lossen

اعتبار سے یہ مرکب امونیا کا مشابہ ہے ۔

۱ - امونیا

AMMONIA

NH_3

امونیا تجارتی طور پر ایک نہایت دلچسپ چیز ہے - اِس کی دلچسپی کے وجوہ حسبِ ذیل ہیں :-

۱ - مایع امونیا تبرید کے لئے بکثرت استعمال کی جاتی ہے۔

۲ - سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium carbonate) کی صنعت میں امونیا بکثرت کام آتی ہے۔

۳ - اِس کے مرکبات کھاد کے طور پر استعمال کئے جاتے ہیں -

جب نائیٹروجن دار حیوانی یا نباتی مادّہ سڑتا ہے تو اِس سے کچھ امونیا بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور بعض مناسب حالتوں میں یہ امونیا (Ammonia) دُوسری چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر مرکبات کی شکل میں آجاتی ہے - چنانچہ اِس قسم کے مرکبات رُوئے زمین پر اچھی خاصی مقدار میں پائے جاتے ہیں۔ مثلاً ہوا میں امونیئم کاربونیٹ (Ammonium carbonate) کی تھوڑی سی مقداریں موجود ہوتی ہیں - اِس کے بعض اَور مرکبات بھی رُوئے زمین پر ملتے ہیں۔ مثلاً نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) وغیرہ - اور آتش فشاں پہاڑوں کے قُرب و جوار میں امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) اور امونیئم سلفیٹ تو عموماً پائے جاتے ہیں۔

جب گوشت سڑتا ہے تو اُس سے جو تیز بُو پیدا ہوتی ہے وہ جُزءً امونیا ہی کی پیدائش کا نتیجہ ہے - گوبر اور پیشاب

وغیرہ سے جو کھاد تیار ہوتی ہے اُس میں بھی امونیا کی بُو بخوبی محسوس ہو سکتی ہے۔

تالیف

اپنے اجزائے ترکیبی سے تالیفاً تیار ہو سکتی ہے۔ چنانچہ اِمالی چکر کے ذریعہ جب نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ میں شرارے گزارے جاتے ہیں تو کچھ امونیا پیدا ہو جاتی ہے۔ لیکن اِس طرح امونیا کی صرف تھوڑی سی مقدار تیار کی جا سکتی ہے۔ کیونکہ وُہی شرارے جو اِس کی تالیف کے موجب ہوتے ہیں جب اِس کی مقدار ایک خاص حد کو پہنچ جاتی ہے تو پھر اِسے تحلیل کرنے لگتے ہیں۔

صنعت

(۱) معدنی کوئلے کی کشید سے

جب پروٹینز (Proteins) ہوا سے محفوظ رکھ کر گرم کی جاتی ہیں تو امونیا بن جاتی ہے۔ چنانچہ اگلے وقتوں میں وہ سُموں، کھروں، چمڑوں اور سینگوں ہی کی کشید سے حاصل کی جاتی تھی۔

معدنی کوئلے میں ۱ — ۲ فی صدی نائیٹروجن پائی جاتی ہے جو امتزاجی حالت میں ہوتی ہے۔ اِس نائیٹروجن کے ماخذ اُن درختوں کی پروٹینز (Proteins) ہیں جن سے یہ کوئلہ پیدا ہوا ہے۔ اور اب یہ نائیٹروجن صنعی پیمانہ پر امونیا حاصل کرنے کا نہایت عمدہ ذریعہ ہے۔ چنانچہ آج کل جتنی امونیا تاجرانہ پیمانہ پر تیار ہوتی ہے وہ زیادہ تر معدنی کوئلے ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ کوئلے کی گیس کی صنعت میں، یا اِس سے بھی زیادہ وسیع پیمانہ پر کوک (Coke) بنانے کے لئے، جب

معدنی کوئلہ کشید کیا جاتا ہے تو اِس سے بہت سی امونیا پیدا ہوتی ہے۔ اِن چیزوں کی صنعت میں کوئلہ، ہوا سے محفوظ رکھ کر کشید کیا جاتا ہے۔ اِس کشید سے جو گیسوں کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے وہ پانی میں سے گزارا جاتا ہے۔ پانی میں تار کول کا کچھ حصّہ بستگی میں آتا ہے اور امونیا کا بیشتر حصّہ حل ہو جاتا ہے۔ پھر یہ امونوی مایع کچھ بجھا ہوا چونا ملا کر گرم کیا جاتا ہے۔ گرم کرنے پر اِس سے امونیا گیس نکل جاتی ہے۔ پھر وہ ہلکائے ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) یا ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ میں پہنچا دی جاتی ہے۔ اور وہاں وہ اِن چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) یا امونیئم سلفیٹ (Ammouium sulphate) بنا دیتی ہے۔

جرمنی میں جو کوک (Coke) تیار کیا جاتا ہے اُس کا ۸۰ فی صدی[1] ایسی بھٹیوں میں تیار ہوتا ہے جن کے ساتھ ضمنی حاصلوں کے جمع کر لینے کا انتظام کر دیا گیا ہے۔ اور اِس طرح جو امونیا اور دیگر ضمنی حاصل جمع ہو جاتے ہیں اُن سب کو الگ الگ بکار آمد بنا لیا جاتا ہے۔

امریکہ کے اضلاعِ متحدہ میں جو کوک (Coke) تیار ہوتا ہے وہ ۸۳ فی صدی[2] ایسی بھٹیوں میں تیار کیا جاتا ہے جو مُہال خانوں کی شکل پر بنائی جاتی ہیں۔ اِن بھٹیوں میں تمام بخارات جل کر ضایع ہو جاتے ہیں۔ چنانچہ ۱۹۱۱ء میں وہاں کوک بنانے والوں نے اِس قدر امونیا اِس قسم کی بھٹیوں میں جلا کر ضایع کر دی جس سے چار لاکھ ٹن امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) تیار ہو سکتا تھا۔ اور امونیئم سلفیٹ زمین کو زرخیز بنانے کے لئے ایک نہایت

---

[1] یہ حساب سنہ ۱۹۱۱ء کا ہے۔

[2] یہ حساب سنہ ۱۹۱۱ء کا ہے۔

مفید چیز ہے۔ چنانچہ اس طرح جو امونیا ضائع ہو گئی اُس سے دو کروڑ بہ لاکھ ڈالر[1] کا امونیئم سلفیٹ بن سکتا تھا۔

اسکاٹ لینڈ میں اِس قسم کا کچا معدنی کوئلہ پایا جاتا ہے جس کے کشید کرنے سے پٹرولیئم (Petroleum) حاصل ہوتا ہے۔ جب یہ کوئلہ اس مطلب کے لئے کشید کیا جاتا ہے تو پٹرولیئم کے ساتھ ساتھ بہت سی امونیا بھی آزاد ہوتی ہے۔ پہلے یہ امونیا یوں ہی چھوڑ دی جاتی تھی۔ لیکن جب امریکہ اور رُوس کے پٹرولیئم سے مقابلہ پیش آیا تو اسکاٹ لینڈ والوں کو کفایت شعاری کی ضرورت محسوس ہوئی۔ اور اِس امونیا سے جو پہلے ضائع کر دی جاتی تھی اب استفادہ کا خیال پیدا ہؤا۔ چنانچہ اِس وقت یہ حال ہے کہ صرف امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) ہی کا منافع کان کنی اور کشید کے پُورے اخراجات کا کفیل ہے۔

(۲) تالیفی قاعدہ سے

نائٹروجن اور ہائیڈروجن (۱ حجم : ۳ حجم) جب بلاواسطہ ترکیب کھا کر امونیا بنتی ہیں تو تعامل

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 2 \times 12200 \text{ حرارہ}$$

متعاکس ہو جاتا ہے۔ اور چونکہ امونیا کی تحلیل میں حرارت جذب ہوتی ہے اس لئے اِس گیس کا جو تناسب تعامل میں بروئے کار ہوتا ہے وہ تپش کی ترقی کے ساتھ ساتھ جلد جلد گھٹتا چلا جاتا ہے۔ چنانچہ ہیبر[2] کی تخمین کے رُو سے اِس تناسب کا انداز حسبِ ذیل پایا گیا ہے:—

تپش	امونیا کا تناسب
°۲۰۰	۱۵٫۳ فی صدی

---

[1] Dollar

[2] Haber

تپش	امونیا کا تناسب
۳۰۰°	۲ر۲ فی صدی
۵۰۰°	۰ر۱۳ "
۷۰۰°	۰ر۰۲ "
۹۰۰°	۰ر۰۰۴ "

اِس سے ظاہر ہے کہ ۷۰۰° پر عملی احتساب کے اعتبار سے گویا سب کی سب امونیا تحلیل ہو جاتی ہے۔ اور ادنیٰ تپشوں پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے امتزاجی تعامل سے امونیا کی پیدائش ایسی سُست ہوتی ہے کہ یہ تعامل محسوس بھی نہیں ہوتا۔

بادِیش کمپنی نے البتہ نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے بلا واسطہ امتزاج کا انتظام کرلیا ہے۔ اور یہ کمپنی اب دھماکو اشیاء کی صنعت کے لئے وسیع پیمانہ پر اِس قاعدہ سے امونیا تیار کر رہی ہے۔ اِس مطلب کے لئے ادنیٰ تپش سے کام لیا جاتا ہے۔ اور تعامل کو تیز کرنے کے لئے مناسب تماسی عامل، مثلاً خاص طور پر تیار کیا ہؤا لوہا، استعمال کیا جاتا ہے۔ علاوہ بریں تعامل کے دَوران میں گیسی حجم میں بھی کمی (۴ حجم ← ۲ حجم) پیدا ہوتی ہے۔ اِس لئے متعامل گیسیں ۱۸۵ — ۲۰۰ کُرّاتِ ہوائیہ کے دباؤ کے ماتحت رکھی جاتی ہیں۔ اور اِس طرح تعامل کو مدد مل جاتی ہے۔ اِن شرائط کے ماتحت ۵۰۰° سے پست ترتپش پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کا ۸ فی صدی حصہ ترکیب کھا جاتا ہے۔ اِس طرح جو امونیا پیدا ہوتی ہے وہ پانی میں حل کر لی جاتی ہے۔ اور باقی ماندہ نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ پر پھر وُہی عمل کیا جاتا ہے۔

امونیا کی تالیفی صنعت کے لئے جو ہائیڈروجن درکار

Badischi ے

ہوتی ہے وہ کسی صنعی قاعدہ سے حاصل کی جا سکتی ہے ۔ اور نائیٹروجن مایع ہوا سے حاصل ہو سکتی ہے۔

دارالتجربہ میں تیاری

۱۔ دارالتجربہ میں امونیا (Ammonia) عموماً اِس طرح تیار کی جاتی ہے کہ بجھے ہوئے چونے کے ساتھ امونیئم (Ammonium) کا کوئی نمک مثلاً امونیئم کلورائیڈ ملا کر پانی کی معیت میں یا پانی کے بغیر، صراحی یا قرنبیق میں گرم کیا جاتا ہے۔ اور صراحی یا قرنبیق کے ساتھ نکاس نلی بھی لگا دی ہوتی ہے تاکہ گیس کے جمع کرنے میں سہولت ہو جائے :—

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl \rightleftharpoons CaCl_2 + 2NH_4OH,$$

$$2NH_4OH \rightleftharpoons 2NH_3 + 2H_2O.$$

اِس دوپٹلی تحلیل سے جو آئیونوجنز (Ionogens) کا عام دستور ہے، امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) بنتا ہے۔ اور وہ چونکہ ناقیام پذیر ہے اِس لئے فوراً پھٹ کر پانی اور امونیا میں بٹ جاتا ہے۔

بجھے ہوئے چونے کی بجائے کاوی پوٹاش (Potash) یا کاوی سوڈے سے بھی کام لیا جا سکتا ہے۔ لیکن چونا سستی چیز ہے اِس لئے عموماً وہی استعمال کیا جاتا ہے۔

۲۔ امونیا کے آبی محلول کو نرم نرم آنچ دینے سے بھی امونیا کی مسلسل رَو حاصل ہو سکتی ہے۔

۳۔ میگنیسیئم نائیٹرائیڈ (Magnesium nitride) Mg_3N_2 یا کیلسیئم نائیٹرائیڈ (Calcium nitride) Ca_3N_2 میں پانی ملا دیا جاتا ہے تو امونیا پیدا ہوتی ہے۔ اور دھات کا ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide) بن جاتا ہے :—

$$Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$
$$Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$$

یہ گیس چونکہ پانی میں بہت حل پذیر ہے اس لئے پارے پر یا ہوا کے ہٹاؤ سے جمع کرنی چاہیئے۔

اس گیس کو خشک کرنے کے لئے اَنبجھے چُونے سے کام لینا چاہیئے۔ باقی دُوسرے خشکندہ عوامل کے ساتھ وہ ترکیب کھا جاتی ہے۔ مثلاً سلفیورک تُرشہ کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) پیدا کرتی ہے۔ اور کیلیئم کلورائیڈ کے ساتھ ترکیب کھا کر ایک ایسا مرکب بنا دیتی ہے جو ضابطہ $CaCl_2 8NH_3$ سے تعبیر کیا جاتا ہے۔ یہ مرکب اپنے خواص کے اعتبار سے ہائیڈریٹس (Hydrates) کا مشابہ ہے۔

طبیعی خواص

امونیا ایک بے رنگ گیس ہے جس میں چبھتی سی مخصوص بُو پائی جاتی ہے۔ اِس گیس کا حجم اگر گرام سالمی ہو تو اِس قدر گیس کا وزن ۲۶ر۱۷ گرام ہوتا ہے۔ اِس بناء پر اِس کی کثافت، ہوا کی کثافت کے نصف سے کچھ ہی زیادہ ہے۔

امونیا، پانی میں نہایت حل پذیر ہے۔ چنانچہ °۰ کی تپش پر معیاری دباؤ کے ماتحت ۱ حجم پانی ۱۳۰۰ حجم امونیا کو حل کر لیتا ہے۔ لیکن اِس کی حل پذیری تپش کی ترقی کے ساتھ ساتھ بہت جلد جلد گھٹتی جاتی ہے۔ چنانچہ

۱ حجم پانی میں	°۰ اور ۷۶۰ رمم دباؤ کے ماتحت
°۰ پر	۱۳۰۰ حجم
°۸ پر	۹۲۳ حجم
°۱۶ پر	۷۸۳ حجم

ا حجم پانی میں	۰° م اور ۷۶۰، م م دباؤ کے ماتحت
۳۰° پر	۵۲۹ حجم
۵۰° پر	۳۰۶ حجم

امونیا کا محلول جب گرم کیا جاتا ہے تو اُس سے یہ گیس جلد جلد خارج ہوتی ہے۔ اور جب وہ نقطۂ جوش پر پہنچتا ہے تو سب کی سب خارج ہو جاتی ہے۔

امونیا کا آبی محلول جو بازار میں "مرتکز امونیا" کے نام سے بکتا ہے وہ حقیقت میں ۱۵° پر کا سیر شدہ محلول ہے۔ اِس میں ۳۵ فی صدی امونیا، اور اِس کی کثافت اضافی ۰،۸۸۱، ہوتی ہے۔

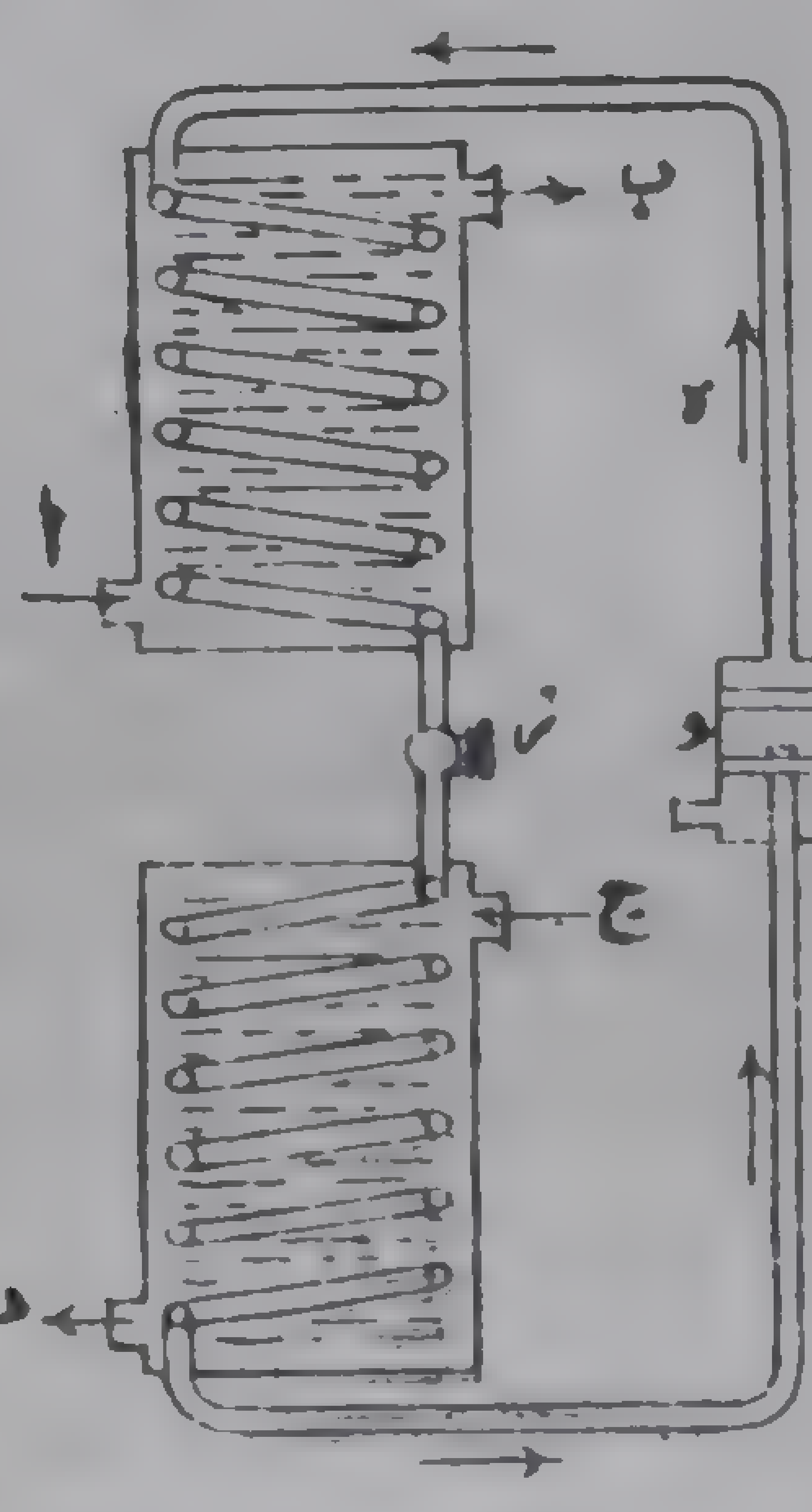
امونیا بہ آسانی اماعت پذیر ہے۔ چنانچہ ۱۰° پر اِس کی اماعت کے لئے ۶،۵ کُراتِ ہوائیہ کا دباؤ درکار ہوتا ہے۔ اور ۰° پر اِس مطلب کے لئے صرف ۴،۲ کُراتِ ہوائیہ کا دباؤ کفایت کرتا ہے۔ مایع امونیا، بے رنگ، سریع السیلان، اور نہایت انعطاف انگیز چیز ہے۔ یہ مایع -۳۳° پر جوش کھاتا ہے۔ اور جب -۷۷° تک ٹھنڈا کر دیا جاتا ہے تو وہ ٹھوس کی شکل میں آجاتا ہے۔ یہ ٹھوس سفید اور قلمی ہے۔

مایع امونیا سے انجماد آور چیز کا کام لیا جاتا ہے۔ یہ مایع جب -۳۳° پر تبخیر ہوتا ہے تو ۳۳۰ حرارہ فی گرام جذب کرتا ہے اور یہ مقدار اِتنی کثیر ہے کہ صرف پانی ہی ایک ایسی چیز ہے جس کی تبخیر کی حرارت اِس سے زیادہ ہے۔ اِن دونوں چیزوں کی تبخیر میں اِتنی زیادہ حرارت اِس لئے جذب ہوتی ہے کہ گیسی شکل میں اِن کے سالمی وزن کم ہیں اور اِس لئے اِن کے بخارات کا حجم مقابلۃً بہت زیادہ ہو جاتا ہے۔ علاوہ بریں اِس کی ایک اور وجہ یہ بھی ہے کہ مایع کی شکل میں اِن دونوں چیزوں کے سالمات کو سنجوگ ہوتا ہے۔ اور اِس طرح وہ زیادہ پیچیدہ، مثلاً $(NH_3)_2$ اور $(NH_3)_3$، ہو جاتے ہیں۔ تبخیر کے وقت اِن پیچیدہ سالمات کو تحلیل ہونا پڑتا ہے۔ اور

اِس تحلیل میں بھی کچھ حرارت صَرف ہوتی ہے۔

°0 کے ایک گرام پانی کو مُنجمد کرنے کے لئے اِس کے وجود سے ۸۰ حراروں کا اخراج ضروری ہے۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ اگرام امونیا کی تبخیر سے ۴ گرام پانی، یخ میں تبدیل ہو سکتا ہے۔

شکل ۲۸ پر غور کرو۔ اِس میں پانی کو منجمد کرنے کے لئے مایع امونیا کے استعمال کی تدبیر کا ایک خاکہ دکھایا گیا ہے۔ اِس میں امونیا گیس، مایع امونیا کی اُستوانی سے لی جاتی ہے۔ اور پمپ و کے ذریعہ نلی ہ میں دھکیل دی جاتی ہے۔ جب یہ گیس، حوض ا ب کے اندر رکھی ہوئی پیچ در پیچ نلی، میں پہنچتی ہے تو وہاں جا کر مایع ہو جاتی ہے۔



شکل ۲۸

حوض ا ب میں ٹھنڈا پانی بہتا رہتا ہے۔ اور امونیا گیس کے بھینچنے اور مایع کی شکل اختیار کرنے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُسے یہ ٹھنڈا پانی ہٹا لے جاتا ہے۔

پھر یہ مایع امونیا، روکڈاٹ ن میں سے قطرہ قطرہ کر کے، نیچے والے حوض کے اندر رکھی ہوئی پیچ در پیچ نلی میں، ٹپکائی جاتی ہے۔

اور یہاں وہ تبخیر ہوتی ہے۔ اس حوض کے اندر کیلسیئم کلورائیڈ (Calcium Chloride) کا ۳۰ فی صدی آبی محلول بہتا رہتا ہے۔ امونیا کی تبخیر کے لئے جو حرارت درکار ہوتی ہے وہ اِس محلول سے آتی ہے۔ اور اِس طرح یہ محلول ٹھنڈا ہو جاتا ہے۔ پھر یہ ٹھنڈا محلول حوض میں سے د کے رستے باہر نکلتا ہے۔ اور ایک اَور حوض کے اندر چکّر کھاتا ہے۔ اِس حوض میں یخ کے سانچے پانی سے بھر کر معلّق رکھ دیئے جاتے ہیں۔ محلولِ مذکور اِن سانچوں کو ٹھنڈا کرتا ہُوا پھر ج کی طرف لَوٹ آتا ہے۔ اور حوضِ ج د کے اندر پہنچ کر پھر ٹھنڈا ہو جاتا ہے۔ غرض اِسی طرح یہ محلول چکّر کھاتا رہتا ہے۔ اور سانچوں میں رکھے ہوئے پانی کو یخ میں تبدیل کرتا جاتا ہے۔

جب اِس تدبیر سے گوشت کے ذخیروں کو ٹھنڈا کرنا منظور ہوتا ہے تو یہ محلول اِس مطلب کے لئے نلوں کے ذریعہ اِن ذخیروں میں لایا جاتا ہے۔ اور وہاں وہ نلوں میں چکّر کھا کھا کر مکان کو ٹھنڈا کر دیتا ہے۔

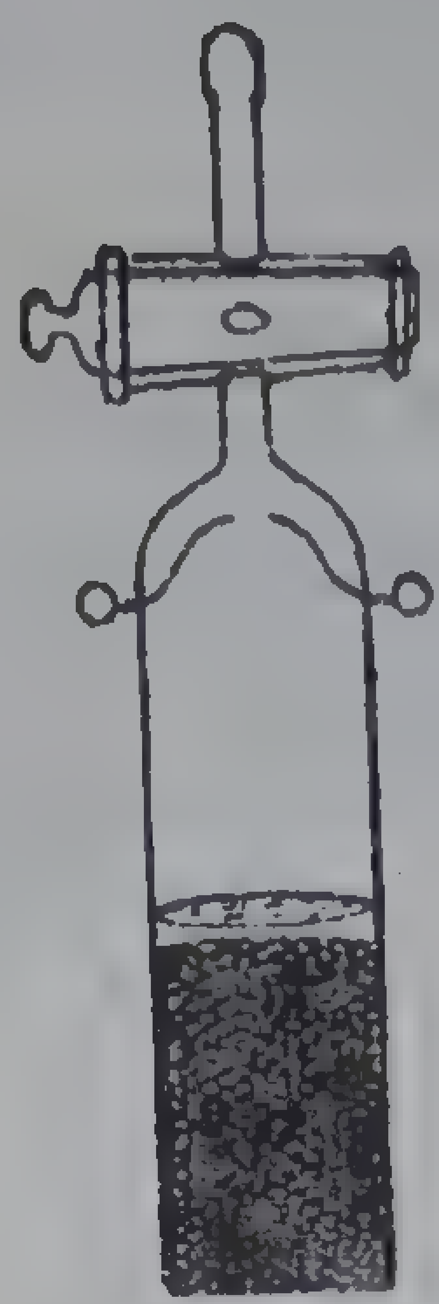
یہ مشین لوہے کی بنائی جاتی ہے۔ اگر تانبا یا پیتل استعمال کیا جائے تو امونیا اور اِن دھاتوں میں تعامل شروع ہو جاتا ہے۔ اور اِس طرح امونیا اِن دھاتوں کو کھا جاتی ہے۔

کیمیائی خواص

جیسا کہ صنعت کے تالیفی قاعدہ کے ضمن میں بیان ہو چکا ہے امونیا کچھ زیادہ قیام پذیر نہیں۔ چنانچہ ۷۰۰° پر تقریباً سب کی سب تحلیل ہو جاتی ہے۔ اِمالی چکّر کے شرارے (تپش تقریباً ۲۰۰۰°) بھی یہی نتیجہ پیدا کرتے ہیں۔ چنانچہ اِمالی چکّر سے جب امونیا میں برقی شرارے گزارے جاتے ہیں تو امونیا تقریباً کامل طور پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہو جاتی ہے۔ مثلاً ایک بند نلی (شکل ۲۹) میں پارے پر خشک امونیا گیس کو بند کر کے

ہم ثابت کرسکتے ہیں کہ برقی شرارے گزارنے سے گیس کا حجم دو چند ہو جاتا ہے - یعنی امونیا کے ہر دو سالموں سے چار سالمے بن جاتے ہیں :-

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$$



شکل ۲۹

لیکن اِس حد کی بلند تپش پر بھی عمل متعاکس رہتا ہے - اور اِس لئے امونیا کی تحلیل قطعی طور پر مکمل نہیں ہونے پاتی - چنانچہ خشک امونیا کو اُسی نلی کے اندر پارے پر بند کرکے اور پلاٹینم (Platinum) کے تاروں کے ذریعہ (شکل ۲۹) برقی شرارے گزار کر ہم اِس بات کی توضیح کر سکتے ہیں - اور اِس واقعہ کے ضمن میں یہ بات بھی ثابت ہو سکتی ہے کہ جب کوئی نظام کیمیائی تعادل میں ہو تو اُس کا سلوک اِس تعادل میں کس انداز پر رہتا ہے -

مثلاً اگر تھوڑا سا سلفیورک (Sulphuric) ترشہ پارے کے اوپر پہنچا دیا جائے تو امونیا کے جو شائبے تحلیل سے بچ رہے ہوتے ہیں وہ اِس ترشہ کے ساتھ ترکیب کھا جاتے ہیں اور اِس طرح گیس سے جدا ہو جاتے ہیں - یہ واقعہ کیمیائی تعادل کو توڑ دیتا ہے - پھر اِس کے بعد اگر شرارں کی پیدائش جاری رہے تو تعامل کی سمت معکوس ہو جاتی ہے - یعنی پہلے تو شراروں کے اثر سے امونیا اپنے اجزائے ترکیبی میں تحلیل ہوئی تھی - اور اب وُہی اجزائے ترکیبی پھر باہم ترکیب کھا کر امونیا پیدا کرتے جاتے ہیں - اِس طور پر جو امونیا بن جاتی ہے اُس کو اب تحلیل لاحق نہیں ہو سکتی - کیونکہ وہ جب ایک مرتبہ ترشۂ مذکور کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے تو پھر اُس کے لئے شراروں کے حیز میں لوٹ کر

آنے کا موقع نہیں رہتا۔ اور اِس طرح آخرِ کار آزاد شدہ گیسیں بہ تمام و کمال ترکیب کھا جاتی ہیں۔ اِس تعامل کو التزاماً بہ سمتِ معکوس، ہم بہ طریقِ ذیل تعبیر کر سکتے ہیں:۔

$$(NH_4)_2SO_4 \leftarrow H_2SO_4 + 2NH_3 \rightleftarrows N_2 + 3H_2,$$

امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) زائد تُرشہ میں حل ہوتا جاتا ہے اور آخرِ کار صرف یہی باقی رہ جاتا ہے۔

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ تعامل پہلے تو تقریباً بہ تمام و کمال ایک ہی سمت میں چلتا ہے۔ اور پھر کلیۃً معکوس ہو جاتا ہے حالانکہ اِس تعامل کے مقامِ حدوث میں گیس کو جو حالات لاحق ہوتے ہیں اُن میں کسی قسم کا تغیر نہیں ہوتا۔ ہاں صرف اِس قدر فرق پیدا ہو جاتا ہے کہ ذرا سا تُرشہ داخل کر دیا جاتا ہے۔ لیکن اُس کا مقام بہرکیف حدوثِ تعامل کے محل سے مقابلۃً دُور رہتا ہے۔

امونیا جب اِس قسم کے آکسائیڈز (Oxides) پر گزاری جاتی ہے جو تحویل ہو سکتے ہیں تو وہ آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر پانی بنا دیتی ہے اور نائیٹروجن اِس کی، آزاد ہو جاتی ہے۔ مثلاً گرم کئے ہوئے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) پر گزارنے سے:۔

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2,$$

امونیا، خالص آکسیجن میں احتراق پذیر ہے۔ اور اِس صورت میں بھی وُہی نتیجہ پیدا ہوتا ہے۔ ہوا میں یہ گیس بہ مشکل جلتی ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اِس صورت میں حرارت صرف تحلیل ہی میں صَرف نہیں ہوتی بلکہ اُس کا کچھ حصّہ ہوا کی نائیٹروجن کے گرم کرنے میں بھی صَرف ہو جاتا ہے۔ جس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے حیزِ تعامل سے اُس کا مسلسل نِکاس ہوتا رہتا ہے۔ اور گیس کو اپنی تپشِ اشتعال پر رہنا نصیب نہیں ہوتا۔

جب اِس قسم کی دھاتیں جو نائیٹروجن کے ساتھ ترکیب کھا سکتی

ہیں خشک امونیا کی رَو میں گرم کی جاتی ہیں تو وہ ہائیڈروجن کی جگہ لے لیتی ہیں۔ چنانچہ میگنیشیم (Magnesium) کے تعامل سے میگنیشیم نائیٹرائیڈ (Nitride) پیدا ہوتا ہے :-

$$2NH_3 + 3Mg \rightarrow Mg_3N_2 + 3H_2$$

لیکن جب امونیا کی رَو گرم کئے ہوئے پوٹاسیئم (Potassium) یا سوڈیئم (Sodium) پر گزاری جاتی ہے تو یہاں ایمائیڈز (Amides) پیدا ہوتے ہیں۔ چنانچہ سوڈیئم کے تعامل سے سوڈامائیڈ (Sodamide) $NaNH_2$ بنتا ہے :-

$$2Na + 2NH_3 \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

یہ دھاتی شکل و صورت کا مرکب ہے۔ اِس قسم کی چیزیں جن کی ترکیب میں گروہ NH_2 شامل ہوتا ہے کیمیائی زبان میں اُن کا نام ایمائیڈز (Amides) ہے۔

کلورین اور برومین، اِس گیس کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہیں اور اُس کی نائیٹروجن کو آزاد کر دیتی ہیں۔ اِس تعامل سے نائیٹروجن کی رَو حاصل ہو سکتی ہے۔ لیکن جیسا کہ تیاری کے قاعدوں میں بیان ہو چکا ہے کلورین کے متعلق یہ احتیاط ضروری ہے کہ تعامل کے چیز میں اِس کی افراط نہ ہونے پائے۔ اگر امونیا کی بجائے اِس مطلب کے لئے امونیئم کلورائیڈ (Ammonium Chloride) کا محلول استعمال کیا جائے تو زیادہ مناسب ہے۔ اِس صورت میں :-

$$2NH_4Cl + 3Cl_2 \rightarrow N_2\uparrow + 8HCl$$

امونیا کی نہایت مخصوص خاصیت یہ ہے کہ وہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ایک اساس پیدا کر دیتی ہے :-

$$NH_3(\text{گیس}) \rightleftharpoons NH_3(\text{حل شدہ}) + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^{\cdot} + OH'$$

وقتِ واحد میں اِس گیس کا صرف تھوڑا سا حصّہ (ایک تہائی) پانی کے

ساتھ فی الواقع ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے۔ اور زیادہ تر وہ محض NH_3 ہی کی حیثیت سے حل شدہ ہوتا ہے۔

امونیا کا محلول خانگی ضروریات میں بھی استعمال ہوتا ہے۔ چنانچہ نہانے اور دھونے میں اِس سے بھاری پانی کو ہلکا کرنے کا کام لیا جاتا ہے۔

امونیا -۳ر۹° پر یا اِس سے پست ترتپش پر پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ٹھوس امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) پیدا کرتی ہے۔ جس کا رنگ سفید ہوتا ہے۔ یہ ٹھوس چونکہ -۳ر۹°ء سے بلند ترتپش پر مایع ہو جاتا ہے اِس لئے امونیا کے آبی محلول میں جو امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا محلول موجود ہوتا ہے صرف وہی امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ کی قابلِ حصول شکل ہے۔

-۸ر۶° سے پست ترتپش پر امونیئم آکسائیڈ (Ammonium Oxide) $(NH_4)_2O$ بھی حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ مرکب بھی ٹھوس چیز ہے۔

علاوہ بریں ترشوں کے ساتھ بھی امونیا ترکیب کھاتی ہے۔ اور ترکیب کھا کر نمک بنا دیتی ہے۔ یہ نمک محلول میں بہت زیادہ آئیونائیز (Ionize) ہوتے ہیں :—

NH_3 (گیس) + HCl (گیس) → NH_4Cl (ٹھوس)

NH_3 (گیس) + HNO_3 (مایع) → NH_4NO_3 (ٹھوس)

$2NH_3$ (گیس) + H_2SO_4 (مایع) → $(NH_4)_2SO_4$ (ٹھوس)

امونیئم کے مرکبات

مرکبات NH_4 ———— کی ترکیب اور کیمیائی تعاملوں میں دھاتی عنصر کا کام سر انجام دیتا ہے۔ چنانچہ وہ ایک اساس کی ترکیب میں بھی داخل ہے اور نمکوں کا تو اِس سے ایک اچھا خاصا سلسلہ پیدا ہوتا ہے۔ اِس بنا پر اِس کا نام امونیئم رکھا

گیا ہے۔ اِن مرکبات کا مثبت آئیون (Ion) اسی پر مشتمل ہوتا ہے۔ اِس اصلیہ سے چونکہ یگرفتہ مثبت آئیون $\overset{+}{NH_4}$ (Ion) بنتا ہے، اور اِس سے ایک اساس بھی حاصل ہوتی ہے جو واضح طور پر قلویانہ عمل کرتی ہے۔ اِس لئے وہ پوٹاسیئم (Potassium) اور سوڈیئم کی جماعت میں داخل کر لیا گیا ہے۔ اور قلیوں کی دھاتوں کا ایک فرد سمجھا جاتا ہے۔

امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ

امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) اگرچہ تکمیل کی اُس حد تک آئیونائیز (Ionize) نہیں ہوتا جس حد تک کہ پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium Hydroxide) آئیونائیز (Ionize) ہوتا ہے لیکن لِٹمس کو وہ بہ آسانی متاثر کر دیتا ہے۔ طبعی محلول میں امونیا کا تقریباً ۴ء۰ فی صدی، امونیئم آئیون $\overset{+}{NH_4}$ (Ammonium ion) ہوتا ہے۔ جب اِس محلول میں کوئی تُرشہ ملایا جاتا ہے تو محلول میں ہائیڈر آکسائیڈ آئیون (Hydroxid ion) کی جو خفیف سی مقدار امونیئم آئیون کے جواب میں موجود ہوتی ہے وہ جاتی رہتی ہے۔ اور اِس طرح مختلف تعادل استقداماً ٹوٹتے جاتے ہیں۔ اور آخرِ کار وُہی نتیجہ مترتّب ہوتا ہے جو دُوسری اساسوں سے متصور ہو سکتا ہے:—

$$NH_3 \text{ گیس} \rightleftarrows NH_3 \text{ حل شدہ} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH \rightleftarrows \overset{+}{NH_4} + \overset{-}{OH} \Big\} \rightleftarrows H_2O$$
$$HCl \rightleftarrows \overset{-}{Cl} + \overset{+}{H}$$

امونیئم کے نمک

خوب گرم کرنے پر تمام امونیئم (Ammonium) نمک تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اور اِن کی تحلیل سے عموماً امونیا اور تُرشہ حاصل ہوتے ہیں۔ اب اگر تُرشہ بھی طیران پذیر ہو تو نمک کا تمام مادّہ اِس طرح بخار میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اور اگر تُرشہ کے طیران کا یہ حال ہو کہ تُرشہ کو اُس سے

لہ Litmus

مستقل تحلیل لاحق نہ ہوتی ہو تو بخارہ کے ٹھنڈا ہونے پر وہ پھر امونیا کے ساتھ ترکیب کھا کر ٹھوس بنا دیتا ہے۔

$$NH_4Cl \text{ (ٹھوس) } \rightleftarrows NH_4Cl \text{ گیس } \rightleftarrows HCl + NH_3$$

امونیئم نمکوں کا یہ سلوک اُنہیں حقیقی دھاتوں کے نمکوں سے تمیز کر دیتا ہے۔ چنانچہ دھاتوں کے نمکوں کا یہ حال ہے کہ پارے کے نمکوں کے سوا باقی اکثر نمکوں کو بہ آسانی اور کامل طور پر طیران نہیں ہوتا۔

امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) یعنی نوشادر جو ٹانکے میں کام آتا ہے اُس کی یہ خاصیت اِسی بجوگ ہی پر موقوف ہے۔ جس دھات کو ٹانکے سے جوڑنا منظور ہوتا ہے اُس پہ نوشادر ڈال کر اِس نوشادر پر گرم گرم لوہا رکھا جاتا ہے۔ اِس کی حرارت سے نوشادر کو بجوگ ہوتا ہے۔ اور اِس بجوگ سے جو ہائیڈرو کلورک (Hydrochloric) ترشہ آزاد ہوتا ہے وہ اُس آکسائیڈ کے ساتھ تعامل کرتا ہے جس سے دھات کی سطح ڈھکی ہوئی ہوتی ہے۔

بعض امونیئم نمکوں کا یہ حال بھی ہے کہ جب یہ گرم کئے جاتے ہیں تو اِن سے امونیا کا کوئی شائبہ پیدا نہیں ہوتا۔ چنانچہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) اور امونیئم ڈائی کرومیٹ (Ammonium dichromate) اِسی جماعت میں شامل ہیں۔ دُوسری طرف وہ چیزیں ہیں جن میں پروٹینز (Proteins) پائی جاتی ہیں۔ جب یہ چیزیں گرم کی جاتی ہیں تو اِن سے یقیناً امونیا پیدا ہوتی ہے حالانکہ یہ چیزیں امونیئم کے نمک نہیں۔ اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ کسی چیز سے امونیا کا پیدا ہونا اِس امر کی قطعی دلیل متصور نہیں ہو سکتا کہ وہ چیز بلا شبہ امونیئم کا نمک ہے۔

تشخیص

امونیئم نمکوں کی تشخیص اِس طرح کی جاتی ہے کہ اُنہیں خشک

یا محلول کی شکل میں لے کر اُن میں کوئی اساس ملائی جاتی ہے۔ اور پھر آمیزہ کو گرم کیا جاتا ہے۔ اِس طرح امونیا آزاد ہو جاتی ہے اور اپنی بُو سے بخوبی پہچانی جا سکتی ہے۔ آئیونک (Ionic) نظریہ کے رُو سے واقعات کی تعبیر حسب ذیل ہے:۔

$$\left.\begin{array}{l}(NH_4)_2SO_4 \rightleftarrows \overset{=}{SO_4} + 2\overset{+}{NH_4} \\ 2KOH \rightleftarrows 2\overset{+}{K} + 2O\overset{-}{H}\end{array}\right\} \rightleftarrows 2NH_4OH \rightleftarrows 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$

گیس

جب محلول استعمال کیا جاتا ہے تو $\overset{+}{NH_4}$ اور $O\overset{-}{H}$ کا رجحان یہ ہوتا ہے کہ باہم ترکیب کھا کر اپنا خفیف سا آئیونائیزڈ (Ionized) سالمی ہائیڈر آکسائیڈ بنا دیں اور پھر اِس کے وجود سے مزید تعادل شروع ہو جاتے ہیں۔ اِس سے ظاہر ہے کہ اِس تغیر کا بنیادی اصول بھی وہی ہے جو کہ تعدیل میں کار فرما ہوتا ہے۔

امونیئم کی ترکیب

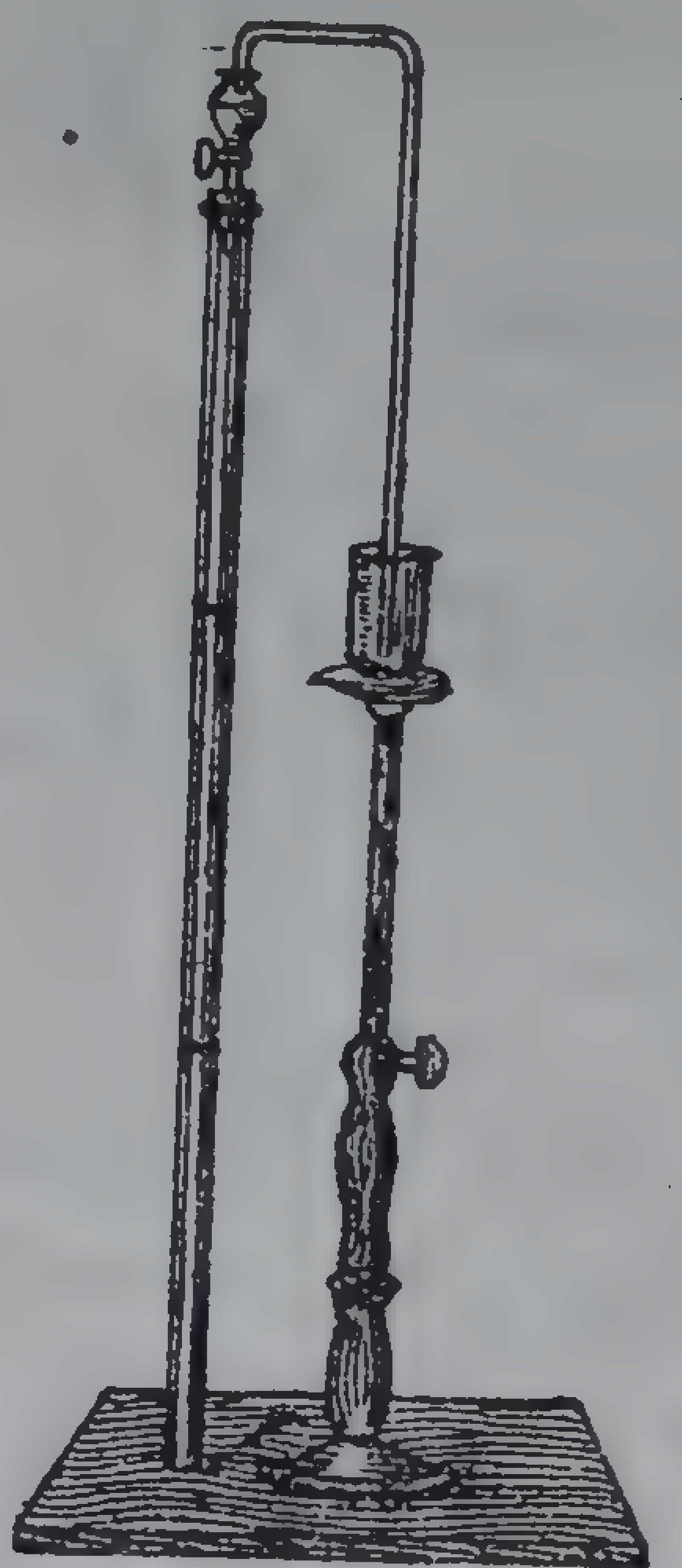
۱۔ امونیا سُرخ حرارت سے پست تر تپش پر ہی اپنے عناصر ترکیبی میں تحلیل ہو جاتی ہے۔ اِس تحلیل میں ۲ حجم امونیا ۱ حجم نائیٹروجن اور ۳ حجم ہائیڈروجن پیدا کرتی ہے۔

۲۔ جب امونیا میں برقی شرارے گزارے جاتے ہیں تو اِس صورت میں بھی وہ تحلیل ہو جاتی ہے۔ یہ تجربہ اگر اِس طرح کیا جائے کہ امونیا کا کوئی معلوم حجم گیس پیما میں پارے پر بند ہو تو کچھ دیر تک شرارے گزارنے کے بعد بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ گیس کا حجم پہلے سے دوچند ہو گیا ہے۔

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ امونیا کی ترکیب میں نائیٹروجن اور ہائیڈروجن علی الترتیب ایک اور تین کی نسبت سے ہیں۔

اِس واقعہ کے ثبوت میں ہم اِس بات سے بھی استفادہ کر سکتے ہیں کہ امونیا کو کلورین تحلیل کر دیتی ہے۔ یعنی وہ خود تو امونیا کی

ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے اور امونیا کی نائیٹروجن آزاد ہو جاتی ہے۔ اِس مطلب کے لئے شکل نمبر ۳۰ کے آلہ سے کام لیا جا سکتا ہے۔



شکل نمبر ۳۰

اِس آلہ میں شیشہ کی لمبی نلی تین مساوی حصّوں میں تقسیم کر دی گئی ہے۔ یہ نلی کلورین سے بھر کر ایک ایسے کاگ سے بند کر دی جاتی ہے جس میں قیفِ فارق لگا ہوتا ہے۔ پھر اِس قیف میں چند مکعب سمر امونیا کا طاقتور آبی محلول ڈال دیا جاتا ہے۔ اور قطرہ قطرہ کر کے نلی میں ٹپکایا جاتا ہے۔ جب پہلے دو تین قطرے کلورین میں داخل ہوتے ہیں تو کیمیائی تعامل کے ساتھ ساتھ روشنی کی ہلکی سی چمک بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور پھر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا دُخان بن جاتا ہے۔

جب تعامل مکمل ہو جائے تو اُس وقت تمام کلورین، امونیا کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ بن چکی ہوگی۔ اور یہ تُرشہ زائد امونیا کے ساتھ مِل کر امونیئم کلورائیڈ بن گیا ہوگا۔ یہ نمک اُس پانی میں حل ہو جاتا ہے جو امونیا کے محلول میں ہوتا ہے۔

اب قیفِ فارق کے ذریعہ ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کی تھوڑی سی مقدار نلی میں داخل کرو کہ وہ باقی ماندہ زائد امونیا کو جذب کر لے۔ پھر اِس کے بعد قیف کے ساتھ ایک خمدار نلی لگا کر نلی کے اندر گیس کے دباؤ کو اُسی حد پر لے آؤ جس حد پر کہ وہ تجربہ کی ابتدا میں تھا۔

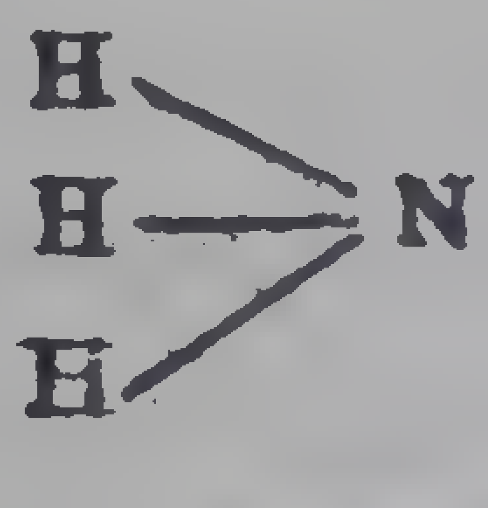
خمدار نلی کا آزاد سرا جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے، پانی کے گلاس میں ہونا چاہیئے جب قیف کی ڈاٹ کھول دی جائیگی تو پانی نلی میں داخل ہوگا اور اُس کے تین حصّوں میں سے دو کو بھر دیگا - باقی ماندہ گیس تشخیص سے نائیٹروجن ثابت ہوگی -

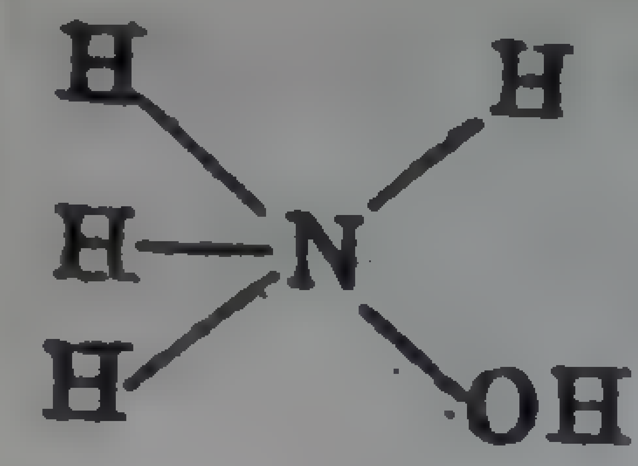
تجربہ سے ظاہر ہے کہ یہ، جو نلی کے ایک حصّہ کے برابر نائیٹروجن، حاصل ہوئی ہے یہ امونیا کی اُس مقدار سے حاصل ہوئی ہے جسے پوری نلی بھر یعنی حاصل شدہ نائیٹروجن سے تین گُنا حجم کی کلورین نے تحلیل کر دیا ہے - اب یہ معلوم ہے کہ کلورین (Chlorine) مساوی الحجم ہائیڈروجن سے ترکیب کھاتی ہے - اور یہ کلورین کی مساوی الحجم ہائیڈروجن اُس نائیٹروجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے تھی جو اُن ہی حالات کے ماتحت نلی کے صرف تیسرے حصّہ میں سما جاتی ہے - اِس لئے ضروری ہے کہ امونیا کی ترکیب میں نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کا حجمی تناسب ایک اور تین کا تناسب ہو -

اِس سے قبل دُوسرے تجربوں سے معلوم ہو چکا ہے کہ ۲ حجم امونیا سے ۱ حجم نائیٹروجن اور ۳ حجم ہائیڈروجن حاصل ہوتی ہے - اِسی واقعہ کو ہم دُوسرے لفظوں میں اِس طرح بھی بیان کر سکتے ہیں کہ امونیا کے ۲ سالمے ۱ سالمہ نائیٹروجن کا اور ۳ سالمے ہائیڈروجن کے پیدا کرتے ہیں - پھر ضرور ہے کہ امونیا کا سالمہ، ۱ جوہر نائیٹروجن اور ۳ جوہر ہائیڈروجن پر مشتمل ہو - اور اِس بنا پر اِس کا ضابطہ NH_3 ہونا چاہیئے - امونیا کی کثافت سے اِس ضابطہ کی بخوبی تصدیق ہو جاتی ہے -

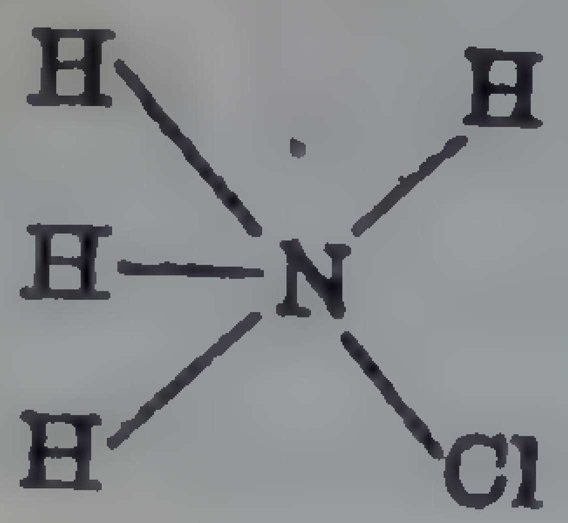
امونیا میں تو نائیٹروجن، سِہ گرفتہ ہے - لیکن اِس کے نمکوں میں وہ پنجگرفتہ معلوم ہوتی ہے چنانچہ

امونیا (Ammonia) کا ترسیمی ضابطہ





امونیئم ہائیڈراکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کا ترکیبی ضابطہ



اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium Chloride) کا ترسیمی ضابطہ

۲- ہائیڈرزین

Hydrazine

N_2H_4

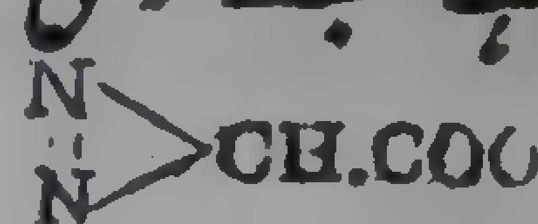
یا

$NH_2 \cdot NH_2$

اس مرکب کو ڈائی امیڈوجن (Diamidogen) بھی کہتے ہیں۔ پہلے پہل اسے کرٹیئس[1] نے سنہ ۱۸۸۸ء میں تیار کیا تھا۔

تیاری

۱- یہ مرکب اُس نامیاتی تُرشہ کے نمک سے تیار ہو سکتا ہے جسے ڈائی ایزو ایسیٹک (Diazo-acetic) تُرشہ



کہتے ہیں۔

اس نمک کو ایتھر (Ether) میں رکھ کر اسس میں

[1] Curtius

پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) مِلایا جاتا ہے تو ایک اور تُرشہ کا پوٹاسیئم نمک بن جاتا ہے ۔ اِس تُرشہ کا نام ٹرائی ایزو ایسیٹک (Triazo-acetic) تُرشہ ہے ۔ اِس تُرشہ کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ اِس کا سالمہ گویا ڈائی ایزو ایسیٹک (Diazo-acetic) تُرشہ کے تین سالموں کی وابستگی سے پیدا ہو گیا ہے ۔ اِس بناء پر اِس کا ضابطہ $(N_2:CH.COOH)_3$ ہے ۔ جب اِس مرکب میں ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کی کافی مقدار مِلا دی جاتی ہے تو وہ ہائیڈریزین سلفیٹ (Hydrazine Sulphate) اور آگزیلک (Oxalic) تُرشہ میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔ مثلاً اگر تُرشۂ مذکور کا سادہ ضابطہ استعمال کر لیا جائے تو

$$\begin{matrix}N\\N\end{matrix}\!\!>CH.COOH+H_2SO_4+2H_2O\rightarrow N_2H_4.H_2SO_4+\begin{matrix}COOH\\COOH\end{matrix}$$

ہائیڈریزین سلفیٹ میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا آبی محلول مِلا کر کشید کرنے سے ہائیڈریزین ہائیڈریٹ حاصل ہوتا ہے ۔

۲- ہائیڈریزین (Hydrazine) خالص غیر نامیاتی ذرائع سے بھی تیار ہو سکتی ہے ۔ تفصیل اِس اجمال کی حسبِ ذیل ہے :- ہائیڈروجن پوٹاسیئم سلفائیٹ (Hydrogen Potassium sulphite) کے ساتھ پوٹاسیئم نائیٹرائیٹ (Potassium nitrite) تعامل کرتا ہے تو پوٹاسیئم ڈائی نائیٹروسو سلفونیٹ (Potassium dinitroso sulphonate) $O:N.N.OK.KSO_3$ پیدا ہوتا ہے ۔ اگر نائیٹرائیٹ کا ضابطہ $O:N.OK$ لکھ لیا جائے تو اِس تعامل کی ماہیت زیادہ واضح ہو جائیگی ۔ چنانچہ

$$2O:N.OK+2HKSO_3\rightarrow O:N.N.OK.KSO_3+K_2SO_4$$

اِس مرکب کو سوڈیئم (Sodium) ملغم مِلا کر تحویل کر دینے سے ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) حاصل ہوتا

ہے - تعامل کی اصلیت یہ ہے کہ ملغّم کا سوڈیئم، پانی کے ساتھ تعامل کرکے ہائیڈروجن پیدا کرتا ہے - اور یہ ہائیڈروجن اپنی زائیدگی کی حالت میں مرکبِ مذکور کو تحویل کر دیتی ہے :—

$$O{:}N.N.OK.KSO_3 + 6H \rightarrow N_2H_4,H_2O + K_2SO_4$$

اب ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) میں بیریئم آکسائیڈ ملا کر آمیزہ کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت کشید کرنے سے ہائیڈریزین حاصل ہو سکتی ہے :—

$$N_2H_4,H_2O + BaO \rightarrow \underset{\text{کشیدہ}}{N_2H_4\uparrow} + Ba(OH)_2$$

خواص

ہائیڈریزین (Hydrazine) سفید ٹھوس ہے جو مرطوب ہوا میں دُخان پیدا کرتا ہے - یہ دُخان، ہائیڈریٹ کی پیدائش کا نتیجہ ہے - ہائیڈریزین کا نقطۂ انماعت ۴ر۱° اور نقطۂ جوش ۵ر۱۳۱° ہے - ہائیڈریزین اساسی چیز ہے - اور طاقتور محوّل بھی ہے - چنانچہ فیہلنگ[1] کے محلول میں ملانے سے کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) کا سُرخ رسوب پیدا کرتی ہے -

ہائیڈریزین ہائیڈریٹ

HYDRAZINE HYDRATE

$$N_2H_4,H_2O$$

یہ، پانی اور ہائیڈریزین کا مرکب ہے -

تیاری

ہائیڈریزین سلفیٹ (Hydrazine sulphate) $N_2H_4.H_2SO_4$

---

[1] Fehling

میں پوٹاسیئم ہائیڈرآکسائیڈ کا آبی محلول ملاکر کشید کرنے سے حاصل ہو سکتا ہے۔

خواص

یہ ایک بے رنگ اور دُخان خیز مائع ہے۔ جلد پر پڑ جائے تو اُس کو کھا جاتا ہے۔ اِس کا نقطۂ انجماد -۴۰° اور نقطۂ جوش ۱۱۸٫۵° ہے۔ اور اِس کی قیام پذیری کا یہ حال ہے کہ بلا تحلیل کشید ہو سکتا ہے۔ کاگ، ربڑ اور شیشہ پر حملہ کرتا ہے۔ اور صرف چاندی یا پلاٹینم کے برتنوں میں تیار کیا جا سکتا ہے۔ اِس مطلب کے لیئے اِن دھاتوں کے جو برتن استعمال کیئے جاتے ہیں اُن میں پیچ بنے ہوتے ہیں۔ اور ان پیچوں کے ذریعہ وہ ایک دُوسرے پر کس دیئے جاتے ہیں۔

اِس کا آبی محلول قلویانہ عمل کرتا ہے۔ اور تُرشوں کے ساتھ تعامل کر کے نمک بناتا ہے۔ تونجن تُرشوں کے تعامل سے نمکوں کے دو سلسلے پیدا کرتا ہے۔ ایک سلسلہ میں تونجن تُرشہ کا ایک سالمہ ہوتا ہے۔ اور دُوسرے سلسلہ میں تونجن تُرشہ کے دو سالمے ہوتے ہیں۔ چنانچہ ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کے تعامل سے :-

N_2H_4HCl { ہائیڈریزین مانو ہائیڈروکلورائیڈ Hydrazine mono hydrochloride)

اور

$N_2H_4\,2HCl$ { ہائیڈریزین ڈائی ہائیڈروکلورائیڈ Hydrazine dihydrochloride

ہائیڈریزین کی طرح اِس کے نمک بھی طاقتور محوّل ہیں۔ چنانچہ وہ بھی فیہلنگ[1] کے محلول میں کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) کا سُرخ رسوب پیدا کرتے ہیں۔ یہ تعامل اِن مرکبات کو امونیئم (Ammonium) کے نمکوں سے فوراً متمیز کر دیتا ہے۔

---

[1] Fehling

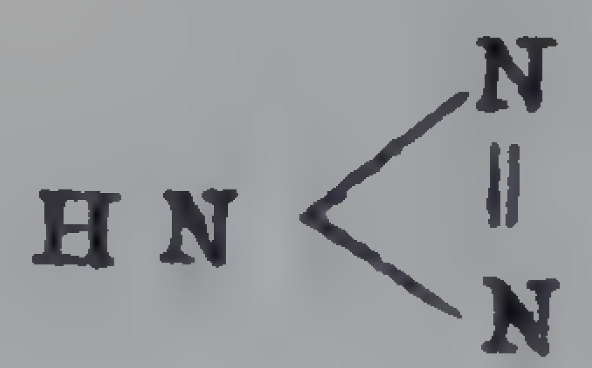
ہائیڈریزوئک ترشہ

HYDRAZOIC

یا

ایزوئیمائیڈ

AZOIMIDE



یا HN_3

یہ مرکب سنہ ۱۸۹۰ء میں کرٹیئس[1] کے انکشاف میں آیا۔

تیاری

۱۔ جب سوڈامائیڈ (Sodamide) کو ۲۰۰° پر رکھ کر اس پر نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کی رو گزاری جاتی ہے تو پانی آزاد ہوتا ہے اور سوڈیئم ہائیڈریزوئیٹ (Sodium hydrazoate) باقی رہ جاتا ہے:۔

$$NH_2Na + N_2O \rightarrow NaN_3 + H_2O.$$

اس طرح جو سوڈیئم ہائیڈریزوئیٹ تیار ہوتا ہے اس میں ہلکا یا سلفیورک (Sulphuric) ترشہ ملا کر آمیزہ کو نرم نرم آنچ دی جائے تو سوڈیئم سلفیٹ (Sodium sulphate) بنتا ہے اور ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) ترشہ آزاد ہو جاتا ہے:۔

$$2NaN_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HN_3$$

[1] Curtius

۲۔ آزاد تُرشہ کا ہلکایا محلول حاصل کرنے کے لئے بہترین قاعدہ یہ ہے کہ سیسے کا نمک، ہلکایا سلفیورک تُرشہ ملا کر کشید کیا جائے:۔

$$Pb(N_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2HN_3$$

۳۔ ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) کے سرد آبی محلول میں سرد نائیٹرس (Nitrous) تُرشہ ملانے سے بھی اِس تُرشہ کا ہلکایا محلول تیار ہو سکتا ہے:۔

$$N_2H_4,H_2O + HNO_2 \rightarrow HN_3 + 3H_2O$$

تخلیص

آبی محلول کو بار بار کشید کرنے سے خالص تُرشہ حاصل ہو سکتا ہے۔ لیکن عمل خطرناک ہے۔ کیونکہ خالص تُرشہ نہایت تُند دھماکا پیدا کرتا ہے۔ اور نائیٹروجن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ اِس تحلیل کے دَوران میں بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے:۔

HN_3, آبی $\longrightarrow H + 3N +$ آب $+ 61,600$ حرارہ

خواص

یہ مرکب ایک بے رنگ اور طیران پذیر مائع ہے جو ۳۰° پر جوش کھاتا ہے۔ اِس کے بخارہ میں نہایت ناگوار اور تیز چُبھتی ہوئی سی بُو پائی جاتی ہے۔ یہ بخار ہوا سے ہلکایا ہوا ہو تو اِس صورت میں بھی سُونگھنے سے ریَنٹ جھلّی پر بُرا اثر کرتا ہے۔ اِس کی بُو ہائیڈروکلورک تُرشہ کی بُو سے ملتی جُلتی ہے۔ اور اِس کا سوڈیئم نمک سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کے مزہ کا مشابہ ہے۔

یہ مرکب جیسا کہ اِس کے نام سے ظاہر ہے ایک تُرشئی چیز ہے۔ اور تُرشگانہ عاملیت، اور آئیونائیزیشن (Ionization) کی قابلیت، میں ایسیٹِک (Acetic) تُرشہ سے کسی قدر بڑھا ہوا ہے۔ اپنے کئی ایک خواص کے اعتبار سے لُوجن تُرشوں کا بہت مشابہ ہے۔

پانی میں بہت حل پذیر ہے۔ اور اِس کے محلول میں تیز ترشگانہ خواص پائے جاتے ہیں۔ اِس کے محلول سے ویسی ہی بُو آتی ہے جیسی کہ اِس کے بخار سے۔ محلول کو جب جوش دیا جاتا ہے تو وہ آخرِ کار ایک معین طاقت پر آجاتا ہے۔ اور پھر اِسے کشید کرنے سے مستقل ترکیب کا آبی ترشہ حاصل ہوتا ہے۔ اِس اعتبار سے وہ گویا آبی ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کا مشابہ ہے۔

ترکیب کے لحاظ سے اِس ترشہ کا، ہائیڈروسائیانِک (Hydrocyanic) ترشہ سے اور نوجن ترشوں سے بخوبی مقابلہ ہو سکتا ہے۔ چنانچہ

$H(Br)$ ، $H(Cl)$ ، $H(CN)$ ، $H(N)_3$

اِس مشابہت کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ سائیانوجن (Cyanogen) اصلیہ یعنی CN ، یا نوجنی عناصر Cl اور Br ، کی جگہ ایک ایسے گروہ نے لے لی ہے جو نائیٹروجن کے تین جوہروں پر مشتمل ہے۔

وہ دھاتیں جو بالخصوص زیادہ عاملیت کا اظہار کرتی ہیں، اِس کے محلول میں رکھ دی جائیں تو وہ اِس کی ہائیڈروجن کو ہٹا کر خود اِس کی جگہ لے لیتی ہیں۔ چنانچہ میگنیسیئم (Magnesium) مثال کے طور پر پیش کیا جا سکتا ہے۔

جب اِس کے محلول میں سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول مِلایا جاتا ہے تو سِلور ہائیڈریزوئیٹ (Silver Hydrazoate) AgN_3 کا سفید رسوب بن جاتا ہے۔ گویا اصلیہ N_3 اِس نمک میں اصلیہ Cl کے سے خواص پیدا کر دیتا ہے۔ یہ رسوب شکل وصورت میں سِلور سائیانائیڈ (Silver cyanide) اور سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) کا بہت مشابہ ہے۔ لیکن وہ سِلور کلورائیڈ کی طرح روشنی سے متاثر نہیں ہوتا۔ اور اِس کے لئے ایک وجہِ امتیاز یہ بھی ہے کہ وہ نہایت دھماکو ہے۔ چنانچہ اِس کی ذرا سی مقدار اگر گرم تار

سے چھو لی جائے تو اس سے نہایت تُند اور تیز دھما کا پیدا ہوتا ہے۔
ناقیام پذیری، اور دھما کا پیدا کرنے کا رجحان، اس مرکب کی اور اس کے اکثر نمکوں کی ایک خاص خصوصیت ہے۔ چنانچہ لیڈ ہائیڈریزوئیٹ (Lead hydrazoate $Pb(N_3)_2$) کا تو یہ حال ہے کہ وہ اب بندوقوں وغیرہ کی متصادم ٹوپیوں کی صنعت میں مرکری فلمینیٹ (Mercury Fulminate) کی جگہ لے رہا ہے۔ لیکن اس کا سوڈیم نمک تقریباً ۲۵۰° تک بلا تحلیل گرم کیا جا سکتا ہے۔
یہ ترشہ، امونیم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) اور ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) کی تعدیل کر دیتا ہے۔ اور علی الترتیب NH_4N_3 اور $N_2H_5N_3$ پیدا کرتا ہے :-

$$NH_4OH + HN_3 \rightarrow NH_4N_3 + H_2O$$

$$N_2H_4,H_2O + HN_3 \rightarrow N_2H_5N_3 + H_2O$$

یہ گویا نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے دو اور مرکب ہیں۔ لیکن یہ دونوں امونیا اور ہائیڈریزین (Hydrazine) سے اس بات میں مختلف ہیں کہ ان سے آئیونز (Ions) پیدا ہوتے ہیں۔
جب گیسی ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) ترشہ، گیسی امونیا کے ساتھ ملا دیا جاتا ہے تو ان کے تعامل سے غلیظ سفید دُخان بن جاتا ہے جو امونیم ہائیڈریزوئیٹ (Ammonium hydrazoate) پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ دونوں مرکب اس اعتبار سے تو بظاہر نہایت مشابہ ہیں کہ دونوں ہائیڈرائیڈز (Hydrides) ہیں۔ لیکن فی الحقیقت ان میں اتنا وسیع اختلاف ہے کہ ایک ترشہ ہے۔ اور دوسرا اساسی چیز۔ اس لئے دونوں کے، باہم ترکیب کھانے، سے امونیم (Ammonium) نمک بن جاتا ہے۔ امونیا اور گیسی ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کے تعامل

سے اِس واقعہ کا مقابلہ دلچسپی سے خالی نہیں :—

$$NH_3 + H(N_3) = NH_4(N_3)$$

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

ہائیڈراکسلامین

HYDROXYLAMINE

$NH_2(OH)$

تیاری

۱- نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کے ساتھ یا نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کے ساتھ، یا بعض نائیٹریٹس (Nitrates) کے ساتھ، زائیدگی کی حالت میں ہائیڈروجن کے تعامل کرنے سے حاصل ہو سکتی ہے :—

$$NO + 3H = 2NH_2(OH)$$

$$HNO_3 + 6H = 2H_2O + NH_2(OH)$$

ہائیڈروجن اِس مطلب کے لئے قلعی اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کے تعامل سے حاصل کی جاتی ہے۔ اور قلعی اور تُرشۂ مذکور کے آمیزہ میں نائیٹرک آکسائیڈ کی رَو گزاری

جاتی ہے۔ یا نائیٹرک آکسائیڈ کی بجائے اگر ہلکا یا نائیٹرک ترشہ ملا لیا جائے تو اُس کا بھی معتدبہ حصّہ تحویل ہوکر ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) ہو جاتا ہے۔ ہائیڈر اکسلامین پانی کے ساتھ ترکیب کھاکر کمزور سی اساس $NH_2(OH) H_2O$ بنا دیتی ہے۔ اور یہ اساس زائد ہائیڈرو کلورک ترشہ کے ساتھ تعامل کر کے ہائیڈر اکسلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) $NH_2OH.HCl$ پیدا کرتی ہے۔ علاوہ بریں نائیٹرک ترشہ کے کچھ حصّہ کی تحویل ہائیڈر اکسلامین کی حد سے آگے گزر کر امونیا تک پہنچ جاتی ہے۔ اور پھر امونیا (Ammonia) اور ہائیڈرو کلورک ترشہ کے تعامل سے کچھ امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) بھی بن جاتا ہے۔

اِس آمیزہ سے ہائیڈر اکسلامین کا نمک مذکور حاصل کرنے کے لئے قلعی کے آئیونز (Ions) اِس طرح جُدا کر لئے جاتے ہیں کہ آمیزہ میں ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide) کی رَو گزاری جاتی ہے۔ اِس سے قلعی سٹینس سلفائیڈ SnS(Stannous sulphide) بن کر رسوب ہو جاتی ہے۔ اِس کے بعد تقطیر کر کے صاف مایع حاصل کر لیا جاتا ہے۔ پھر مقطر مایع کو خشکی کی حد تک تبخیر کیا جاتا ہے۔ تبخیر کے بعد جو تفل رہ جاتا ہے وہ ہائیڈر اکسلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) اور امونیئم کلورائیڈ پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب اِس میں مطلق الکوہل (Alcohol) مِلایا جاتا ہے۔ اِس محلل میں امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) صِرف خفیف ساحل پذیر ہے۔ اِس لئے ہائیڈر اکسلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) اِس سے بخوبی جُدا ہو جاتا ہے۔ پھر اِس محلول کو تبخیر کر کے اِس میں سے الکوہل اُڑا دیا جاتا ہے۔ اور ہائیڈر اکسلامین ہائیڈرو کلورائیڈ باقی رہ جاتا ہے۔ یہ سفید قلمی نمک ہے۔

اب اس نمک سے ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine) حاصل کرنے کے لئے دو طریقے اختیار کئے جا سکتے ہیں :—

(ا) نمکِ مذکور میں کوئی اساس مِلا دی جائے بحالیکہ پانی حیزِ تعامل میں موجود نہ ہو۔ اور پھر اس آمیزہ کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر کشید کیا جائے۔ ہائیڈر اکسِلاَمین کشید ہو کر قابلہ میں چلی جاتی ہے۔

(ب) ہائیڈر اکسِلاَمین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) میں سلفیورک تُرشہ کی مناسب مقدار مِلائی جائے اور اس طرح اُسے سلفیٹ (Sulphate) میں تبدیل کر لیا جائے۔ پھر اس سلفیٹ میں بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول مِلا دینے سے ہائیڈر اکسلامین کا آبی محلول حاصل ہو سکتا ہے :—

$$2NH_2OH.HCl + H_2SO_4 = (NH_2OH)_2.H_2SO_4 + 2HCl$$

$$(NH_2OH)_2.H_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 + 2H_2O + 2NH_2OH$$

۲- برق پاشیدگی کے خانہ میں ۵۰ فی صدی سلفیورک تُرشہ سے یا ۲۵ فی صدی HCl سے، کام لیا جائے تو قاعدۂ بالا کی بہ نسبت بہتر نتیجہ پیدا ہوتا ہے۔ چنانچہ اس صورت میں نائیٹرک تُرشہ ۸۰ فی صدی تک تحویل ہو جاتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے منفی الکٹرڈ (Electrode) پارا ہونا چاہیئے۔ یا سیسے کا ایک ایسا چھوٹا سا ٹکڑا ہونا چاہیئے۔ جس پر پارے سے تلغیم کر دی گئی ہو۔ اِس طرح ہائیڈروجن، پارے کی سطح پر آزاد ہوتی ہے اور پارا تماسی عامل کے طور پر عمل کرتا ہے۔ نائیٹرک تُرشہ ایک نلی کے ذریعہ بہت آہستہ آہستہ اِس پارے کی سطح پر بہایا جاتا ہے۔ اور یہاں اُسے پارے کے تماسی عمل کی اعانت سے ہائیڈروجن تحویل کر دیتی ہے۔ برقی پاشیدگی کے خانہ کو سرد رکھنا چاہیئے کہ ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine) تحلیل نہ ہونے پائے۔ اور برقی رَو کو زیادہ مؤثر بنا دینے کے لئے پارے کی سطح کم ہونی چاہیئے۔ اِس صورت میں رَو کی کثافت بڑھ جاتی

ہے اور نتیجہ عمدہ پیدا ہوتا ہے :۔

$$HNO_3 + 6H \rightarrow NH_2OH + 2H_2O$$

۳۔نابیدہ ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine)
حاصل کرنے کی بہترین صورت یہ ہے کہ ہائیڈر اکسِلاَمین آرتھوفاسفیٹ $(NH_2OH)_3.H_3PO_4$ (Hydroxylamine orthophosphate) کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر گرم کیا جائے ۔ہائیڈر اکسِلاَمین کشید ہو کر قابلہ میں آ جاتی ہے :۔

$$(NH_2OH)_3.H_3PO_4 \rightarrow H_3PO_4 + 3NH_2OH\uparrow$$

۴۔پوٹاسیئم ہائیڈر اکسِلاَمین ڈائی سلفونیٹ (Potassium hydroxylamine disulphonate) میں پانی مِلا کر کئی گھنٹوں تک جوش دیا جائے تو اِس طرح بھی ہائیڈر اکسِلاَمین کا آبی محلول حاصل ہو سکتا ہے :۔

$$2N(OH)(SO_2.OK)_2 + 4H_2O = (NH_2OH)_2H_2SO_4 + 2K_2SO_4 + H_2SO_4$$

اِس آمیزہ میں سے K_2SO_4 قلماکر جُدا کیا جا سکتا ہے ۔ اور پھر جیسا کہ اُوپر بیان ہو چکا ہے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول مِلا کر ہائیڈر اکسِلاَمین کا آبی محلول حاصل کر سکتے ہیں۔

خواص

ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine) سفید ٹھوس ہے۔ ۳۳° پر پگھلتی ہے اور ۲۲ ممر دباؤ کے ماتحت ۵۸° پر جوش کھاتی ہے ۔ ۱۵° سے اُوپر جاکر' پگھلنے سے پہلے ہی' تحلیل ہونے لگتی ہے۔ اور ۱۳۰° پر' یا اِس سے بھی پست تر تپش پر' دھماکا پیدا کرتی ہے۔

پانی میں حل پذیر ہے ۔ اِس کا محلول بے رنگ ہوتا ہے اور اُس میں قلوی خواص پائے جاتے ہیں۔ جب اِس کے محلول کو تبخیر کیا جاتا ہے تو وہ جُزءً تحلیل ہو جاتی ہے۔

کیمیائی سلوک کے اعتبار سے امونیا کی مشابہ ہے۔ اِس کی

ماہیت کو ہم اِس طرح بھی تصور کرتے ہیں کہ وہ گویا امونیا ہے جس میں ہائیڈروجن کے ایک جوہر کی جگہ ہائیڈراکسل (Hydroxyl) گروہ OH نے لے لی ہے۔

پانی کے ساتھ ترکیب کھاکر ہائیڈراکسلامین اساس پیدا کرتی ہے۔ لیکن یہ اساس عاملیت میں، امونیئم ہائیڈراکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کی بہ نسبت بہت کمزور ہے۔ امونیا کی طرح تُرشوں کے ساتھ ترکیب کھاکر نمک پیدا کرتی ہے۔ اور امونیا کی طرح اِس کے تعامل سے بھی پانی نہیں بنتا۔

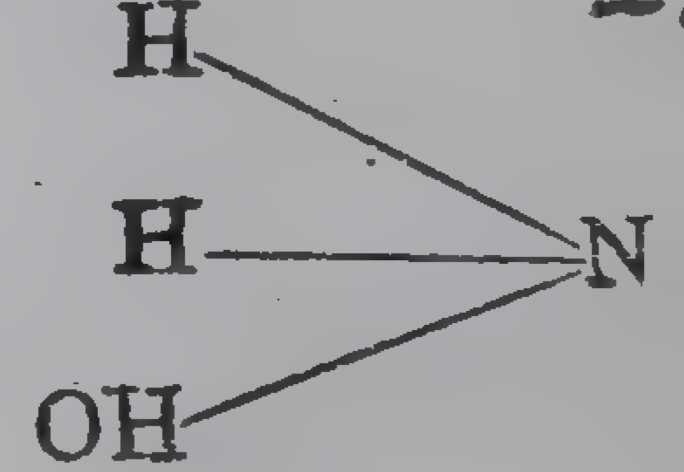
$$NH_2OH + HCl = NH_2OH.HCl$$

$$2NH_2OH + H_2SO_4 = (NH_2OH)_2.H_2SO_4$$

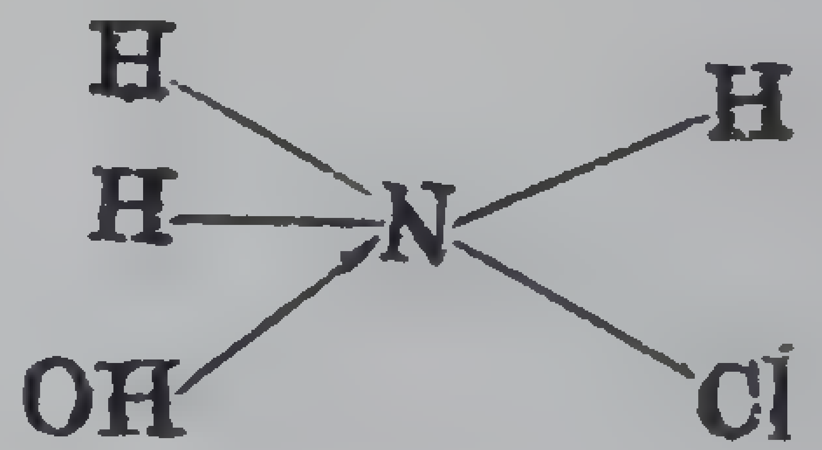
ہائیڈراکسلامین (Hydroxylamine) کے تمام نمک حرارت پہنچانے سے تحلیل ہوجاتے ہیں۔ اور اُن سے کم وبیش فوری طور پر اور تندی کے ساتھ گیس کا اخراج ہوجاتا ہے۔ مثلاً ہائیڈراکسلامین نائیٹریٹ (Hydroxylamine nitrate) تقریباً دھماکے کی سی تندی کے ساتھ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور پانی میں تحلیل ہوتا ہے:-

$$NH_2OH.HNO_3 = 2NO + 2H_2O$$

ہائیڈراکسلامین کا تُرشوں کے ساتھ ترکیب کھانے کا' انداز اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ وہ ناسیر شدہ مرکب ہے۔ اِس بناء پر اِس کی ترکیب میں نائیٹروجن، ترگرفتہ مان لی گئی ہے چنانچہ اِس کی اپنی، اور اِس کے ہائیڈروکلورائیڈ (Hydrochloride) کی ترسیمی تعبیرہ حسبِ ذیل ہے:-



اور



امونیا کی بہ نسبت ہائیڈراکسلامین (Hydroxylamine) زیادہ طاقتور محوّل ہے۔ چنانچہ سلور نائیٹریٹ (Silver Nitrate)

کے محلول سے چاندی کی ترسیب کرتی ہے۔ سونے اور پارے کو بھی اُن کے محلولوں سے رسوب بنا دیتی ہے۔ اور کیوپرک (Cupric) نمکوں میں ملا کر جوش دینے سے اِن نمکوں کو سُرخ کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) میں تحویل کر دیتی ہے۔

نائیٹروجن
کے
نونجنی مرکبات

نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ

NITROGEN TRICHLORIDE

NCl_3

تیاری

جب امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا حل، کلورین (Chlorine) بافراط ملا کر، سیر کر دیا جاتا ہے تو ایک تیل نما مائع کے قطرے بن جاتے ہیں۔ یہی مائع نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) ہے:-

$$3Cl_2+3H_2O \rightleftharpoons 3HCl+3HOCl$$

$$3HOCl+NH_4Cl \rightarrow NCl_3+3H_2O+HCl$$

خواص

نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) نہایت درجہ دھماکو مرکب ہے۔ چنانچہ سخت دھماکے کے ساتھ اپنے اجزا میں تحلیل ہوتا ہے اور اس دوران میں بہت سی حرارت نمودار کرتا ہے۔

نائیٹروجن آئیوڈائیڈ

NITROGEN IODIDE

جب پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) محلول میں، حل کر کے تیار کیا ہوا آئیوڈین (Iodine) کا حل آبی امونیا (Ammonia) میں ملایا جاتا ہے تو تھوڑا سا رسوب بن جاتا ہے۔ اس رسوب کی ترکیب تپش پر موقوف ہے۔ چنانچہ

$NI_3,12NH_3$ — ۶۰° پر

$NI_3,3NH_3$ — ۴۰° پر

$NI_3,2NH_3$ — ۲۵° پر

اور NI_3,NH_3 — ۲۵° سے بلند تر تپش پر

اس آخری مرکب، یعنی NI_3,NH_3 کو عموماً نائیٹروجن آئیوڈائیڈ (Nitrogen iodide) کہتے ہیں۔

خواص

$NI_3,12NH_3$، $NI_3,3NH_3$، اور $NI_3,2NH_3$، تینوں کا یہ حال ہے کہ جب تپش میں ترقی ہوتی ہے تو وہ امونیا (Ammonia) کھوتے جاتے ہیں۔ اور آخرکار تینوں کے تینوں، NI_3,NH_3 میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ لیکن پھر اس حد سے آگے امونیا کی جدائی حادث نہیں ہوتی بلکہ مرکب، بہ ہیئت مجموعی، دھماک جاتا ہے۔

NI_3,NH_3 اگر مرطوب ہو تو بلا خوف ہلایا جلایا جا سکتا ہے۔ لیکن اگر وہ خشک ہو تو صرف پر سے چھو لینے پر بھی بہت تند دھماکا پیدا کرتا ہے اور اپنے اجزا میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ امونیا (Ammonia) کی حیثیت اس مرکب میں وہی ہے جو $CaCl_2,8NH_3$ میں اسے حاصل ہے۔ اسے

آبیدگی کے پانی کا مُشابہ سمجھنا چاہیئے۔

مشقیں

۱۔ ۵۰ گرام مایع امونیا (Ammonia) کی تبخیر کے لئے جتنی حرارت درکار ہے وہ اگر ۰° تپش کے پانی سے آئے تو حرارت کے اِس اخراج سے ۰° تپش کا کتنے گرام پانی منجمد ہو سکتا ہے؟

۲۔ "مُرتکز امونیا" میں فی لِٹر کتنے گرام امونیا ہوتی ہے؟

۳۔ ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) سے کون کون سے آئیونز (Ions) پیدا ہوتے ہیں؟ اِس اساس کے، اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کے، باہمی تعامل کو مساوات سے تعبیر کرو۔

۴۔ ہائیڈریزین (Hydrazine) کی تیاری میں اور ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) کی تیاری میں گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت کشید کرنے سے، کیا فائدہ مترتب ہوتا ہے؟

۵۔ مندرجہ ذیل صورتوں میں کیا کیا کیمیائی تغیرات حادث ہوتے ہیں: ——

(ا) پانی اور کسی نائیٹرائیڈ (Nitride) کا تعامل۔

(ب) کلورینی پانی اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا تعامل۔

(ج) امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) کو گرم کرنے سے۔

(د) امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کو

گرم کرنے سے۔

۶۔ امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کے حل میں کیا کیا چیزیں موجود ہوتی ہیں ؟ جب یہ حل گرم کیا جاتا ہے تو اِن چیزوں میں سے ہر ایک کو کیا کیا واردات پیش آتے ہیں ؟ پُورے کے پُورے نظام کو بہ شکلِ مساوات ضبطِ تحریر میں لاؤ۔

ساتویں فصل

نائیٹروجن
کے
آکسائیڈز (OXIDES)
اور
آکسی (OXY) تُرشے

نائیٹروجن سے جو آکسائیڈز (Oxides) پیدا ہوتے ہیں اُن کے نام اور ضابطے حسبِ ذیل ہیں :-

نائیٹرس آکسائیڈ	(Nitrous oxide)	N_2O
نائیٹرک آکسائیڈ	(Nitric oxide)	NO
نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ	(Nitrogen trioxide)	N_2O_3
نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ	(Nitrogen tetroxide)	NO_2 اور N_2O_4
نائیٹروجن پینٹاکسائیڈ	(Nitrogen pentoxide)	N_2O_5

اور نائیٹروجن کے آکسی (Oxy) تُرشوں کے نام اور ضابطے حسبِ ذیل ہیں :-

ہائیپونائیٹرس (Hyponitrous) تُرشہ $H_2N_2O_2$ بجواب N_2O

نائٹرس (Nitrous) ترشہ HNO_2 بجواب N_2O_3
نائٹرک (Nitric) ترشہ HNO_3 بجواب N_2O_5

نائٹروجن کے تمام آکسائیڈز (Oxides) حرارت خوار مرکبات ہیں - اور اِس پر بھی اِن کی ترکیب کا یہ عالم ہے کہ N_2O_3 اور N_2O_5 کے سوا باقی سب بحکمِ اضافت قیام پذیر ہیں۔

نائٹروجن کے ترشے جب عناصرِ آب سے محروم کر دیئے جاتے ہیں تو وہ اپنا اپنا متجاوب اینِ ترشہ پیدا کرتے ہیں۔اور نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے سوا باقی دونوں اینِ ترشے پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر اپنے اپنے متجاوب ترشے بناتے ہیں۔

یہ تمام مرکبات بالواسطہ یا بلاواسطہ نائٹرک (Nitric) ترشے سے حاصل کئے جاتے ہیں - چنانچہ نائٹروجن پنٹا آکسائیڈ (Nitrogen pentoxide) نائٹرک ترشہ کی نابیدگی سے اور باقی سب نائٹرک ترشہ کی تحویل سے دستیاب ہوتے ہیں۔اِس لئے ہم سب سے پہلے نائٹرک (Nitric) ترشہ ہی سے بحث کرتے ہیں - اِس کے طریقِ استحصال اور خواص کے ضمن میں دیگر مرکباتِ مذکورہ کے متعلق بھی کئی مباحث واضح ہو جائینگے۔

نائٹرک ترشہ

NITRIC ACID

HNO_3

ذرائع ——

سوڈیئم نائٹریٹ (Sodium nitrate) جسے چلی سالٹپیٹر (Chile saltpeter) بھی کہتے ہیں چلی[1] اور پیرو[2] کی سرحد کے قریب

---

[1] Chile
[2] Peru

پایا جاتا ہے اور خصوصاً چلّی میں بہ کثرت ملتا ہے۔ اِس سرحد پر ایک صحرائی قطعہ دُور تک چلا گیا ہے۔ اِس قطعہ میں ایک ۵ فٹ گہرا، ۲ میل چوڑا اور ۲۲۰ میل لمبا طبقہ ہے جس کی مٹی میں ۲۰ تا ۶۰ فی صدی یہ نمک موجود ہے۔ اِس نمک کو وہاں سے سمیٹ کر دوبارہ قلما لیا جاتا ہے۔ اور اِس طرح وہ خالص ہو جاتا ہے۔

شورہ جسے کیمیا کی زبان میں پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) کہتے ہیں اور وہ بنگالی سالٹپیٹر (Saltpeter) کے نام سے بھی مشہور ہے، ہندوستان، ایران، اور دیگر ایشیائی ممالک کے شہروں کے گرد و نواح کی سطحِ زمین میں ملتا ہے۔ اِن مقامات پر یہ نمک حیوانی فُضلات سے بنتا ہے جن کو ایک خاص طرح کے جراثیم نائیٹریفائی (Nitrify) کر دیتے ہیں۔ پھر زمین کے سطحی مادّہ میں جو پوٹاش (Potash) اور چُونا موجود ہے اُس کے ساتھ یہ نائیٹروجن کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے پیدا شدہ مادّہ تعامل کرتا ہے اور اِس طرح کیلسیئم (Calcium) اور پوٹاسیئم (Potassium) کے نائیٹریٹ (Nitrate) بن جاتے ہیں۔ اِن سے شورہ حاصل کرنے کے لئے مٹی کو پانی میں خوب ہلایا جاتا ہے۔ پھر پانی کو نتھار کر مٹی سے پاک کر لیا جاتا ہے۔ دونوں نائیٹریٹ (Nitrate) حل ہو کر اِس پانی میں چلے آتے ہیں۔ اِس کے بعد اِس پانی میں لکڑی کی راکھ مِلائی جاتی ہے۔ اِس راکھ میں پوٹاش (Potash) K_2CO_3 ہوتا ہے۔ وہ کیلسیئم نائیٹریٹ (Calcium nitrate) کے ساتھ تعامل کر کے شورہ بنا دیتا ہے:-

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2KNO_3$$

رسُوب

اب محلول کو رسُوب سے جُدا کر کے تبخیر کر لیا جاتا ہے۔

امریکہ کے مغربی ساحل پر اور بحرالکاہل کے جزائر میں ایک طرح کی مٹی پائی جاتی ہے جو بیشتر بحری مرغابیوں کی بیٹ پر مشتمل ہے۔ یہ مٹی یورپ میں بکثرت آتی ہے۔ اور بہت قیمتی کھاد ہے۔ یورپ میں وہ گوآنو[1] (Guano) کے نام سے مشہور ہے۔ اِس میں نائٹروجن کے جو نامیاتی مرکبات ابتداءً موجود ہوتے ہیں وہ اکثر اِس حالت میں پائے جاتے ہیں کہ نائٹریفائی (Nitrify) کرنے والے جراثیم نے اُنہیں نائٹریٹس[2] (Nitrates) میں بدل دیا ہوتا ہے۔

نائٹریفائی (Nitrify) کرنے والے جراثیم کے فعل کی ایک سرسری سی نقل تجربۃً اِس طرح دکھائی جا سکتی ہے کہ مُرتکز آبی امونیا (Ammonia) میں آہستہ آہستہ ہوا گزاری جائے۔ اِس طرح ہوا اور امونیا کا آمیزہ بن جاتا ہے۔ یہ آمیزہ ایک ایسی چوڑی سی نلی میں سے گزارنا چاہیئے جس میں پلاٹینم (Platinum) دار آسبسطوس رکھا ہو اور پھر اِسے ایک بڑی سی صُراحی میں پہنچانا چاہیئے۔ آسبسطوس گرم کرنے سے دہکنے لگتا ہے اور پھر اِس کے بعد تعامل خود بخود جاری رہتا ہے۔ اِس طرح امونیا کا کچھ حصّہ آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائٹرک (Nitric) ترشہ بن جاتا ہے۔ اور پھر یہ نائٹرک ترشہ زاید امونیا کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم نائٹریٹ (Ammonium nitrate) بنا دیتا ہے۔ چنانچہ صُراحی کے اندر اِس کا سفید دُخان نظر آئیگا۔ اس قاعدہ سے تجارتی پیمانہ پر بھی کام لیا جاتا ہے۔

صنعت

جب کسی نائٹریٹ (Nitrate) پر کوئی ترشہ عمل کرتا ہے تو متعاکس دوہیلی تحلیل سے نائٹرک (Nitric) ترشہ پیدا ہوتا ہے۔ چونکہ سوڈیئم نائٹریٹ (Sodium nitrate) سب سے زیادہ سستا ہے اِس لئے ہمیشہ اِسی سے کام لیا جاتا ہے۔ اِسی بناء پر اِس کے ساتھ سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کے استعمال کو بھی

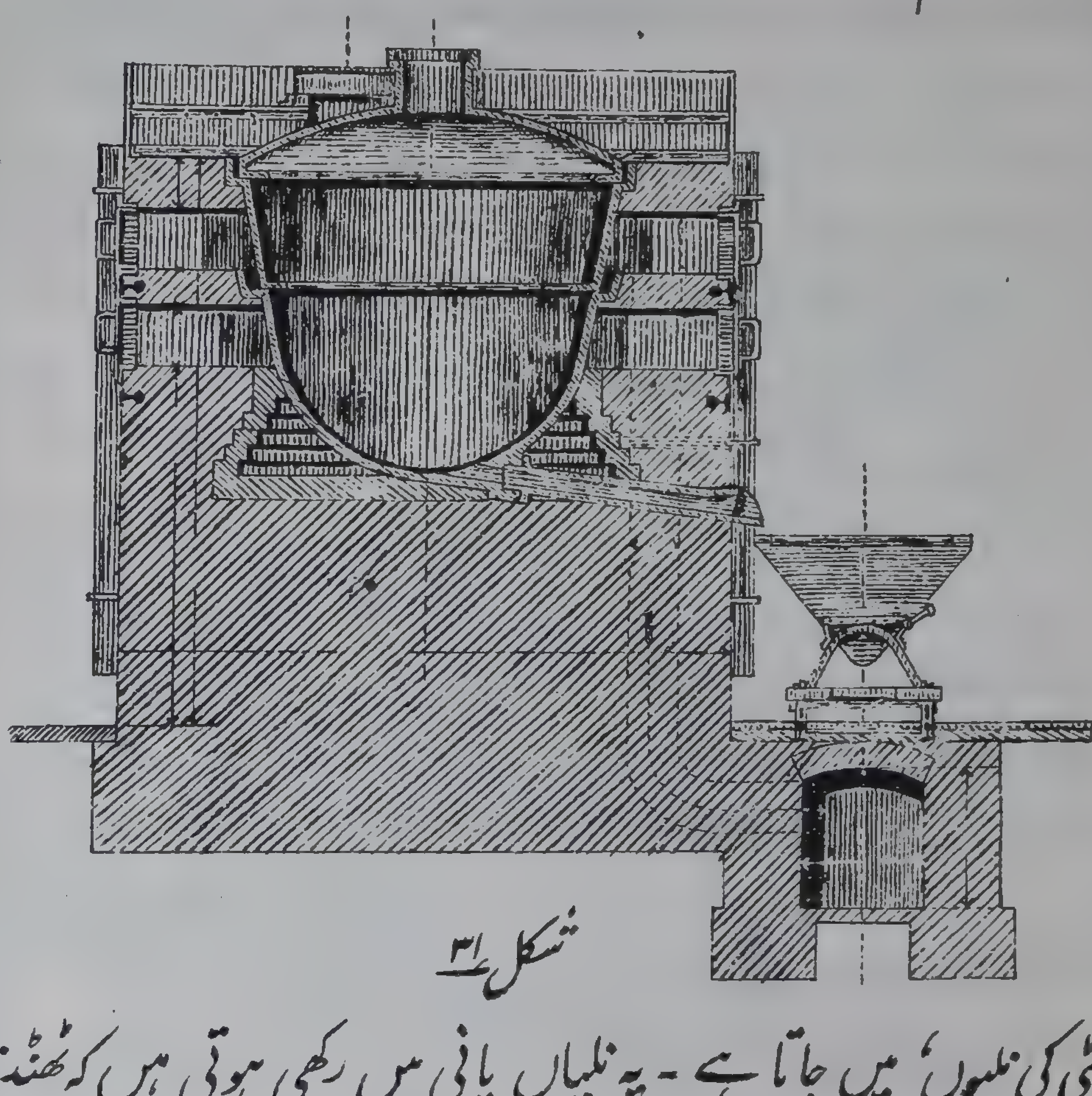
[1] یہ ہسپانوی زبان کا لفظ ہے جس کے معنی سرگین ہیں۔ [2] س جمع کی علامت ہے۔

ترجیح دی جاتی ہے۔ یہ ترشہ بھی دوسرے ترشوں کے مقابلہ میں سستا ہے، علاوہ بریں یہ عامل بھی بہت ہے۔ اور اس کے استعمال میں سب سے بڑا فائدہ یہ ہے کہ یہ مقابلۃً کمتر طیران پذیر ہے۔ تعامل کی ماہیت حسب ذیل ہے:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

نائیٹرک (Nitric) ترشہ اچھا خاصا طیران پذیر (نقطۂ جوش ۸۶°) ہے اور سلفیورک (Sulphuric) ترشہ اس کے مقابلہ میں بہت کم طیران پذیر (نقطۂ جوش ۳۳۰°) ہے۔ اور نمک دونوں ایسے ہیں کہ وہ قطعاً طیران پذیر نہیں۔ اس لئے تعامل بآسانی تکمیل کو پہنچ جاتا ہے۔

اشیائے متعاملہ کا آمیزہ ڈھلواں لوہے کے قرنبیقوں (شکل ۳۱) میں رکھ کر گرم کیا جاتا ہے۔ یہاں سے نائیٹرک ترشہ کا بخار شیشہ کی یا



شکل ۳۱

مٹی کی نلیوں میں جاتا ہے۔ یہ نلیاں پانی میں رکھی ہوتی ہیں کہ ٹھنڈی

رہیں اور نائیٹرک ترشہ اِن میں جا کر مایع بن جائے۔
بہت سے کارخانوں میں اِس بات کا بھی انتظام ہوتا ہے کہ قرنبیقوں اور مکثفوں میں دباؤ گھٹا رہے تاکہ کشید کا عمل حتّی الامکان پست سے پست تپش پر حادث ہو۔ یہ احتیاط اِس لئے مدِنظر رکھی جاتی ہے کہ نائٹرک (Nitric) ترشہ کی تحلیل قلیل ترین مقدار پر آجائے۔

طبیعی خواص

نائٹرک ترشہ بے رنگ اور سریع السیلان مایع ہے جو ۸۶° پر جوش کھاتا ہے۔ ٹھنڈا کرنے سے جم کر ٹھوس ہو جاتا ہے۔ ٹھوس کا نقطۂ اماعت -۴۷° ہے۔ مایع کی شکل میں اِس کی کثافت ۱٫۵۲ ہوتی ہے۔ اِس کا بخار جب مرطوب ہوا میں آتا ہے تو دُخان پیدا کرتا ہے۔

اِس کا آبی محلول جس میں ۶۸ فی صدی ترشہ ہو ۱۲۰٫۵° پر جوش کھاتا ہے۔ خالص ترشہ کا، خالص پانی کا، اور ترشہ اور پانی کے دیگر آمیزوں کا، یہ حال ہے کہ وہ سب اِس سے پست تر تپشوں پر جوش کھاتے ہیں۔ اور اِس لئے اِن کے بُخاری دباؤ بھی زیادہ ہیں۔ اِن واقعات کا نتیجہ یہ ہے کہ جب زیادہ ہلکا یا ترشہ گرم کیا جاتا ہے تو وہ پانی کھوتا جاتا ہے حتّی کہ آمیزہ میں ترشہ کا ارتکاز ۶۸ فی صدی پر پہنچ جاتا ہے۔ اور اگر ۶۸ فی صدی سے زیادہ طاقتور ترشہ کو گرم کیا جائے تو یہ ترشہ اور پانی کا آمیزہ، ترشہ کھوتا جاتا ہے یہاں تک کہ اِس صورت میں بھی آخرکار ترشہ کے اعتبار سے آمیزہ کی طاقت اُسی سرحد پر آجاتی ہے۔

۶۸ فی صدی ترشہ، پانی اور نائٹرک (Nitric) ترشہ کا ایسا آمیزہ ہے کہ اِس کا نقطۂ جوش مستقل رہتا ہے۔ تاجروں

کے ہاں جو نائیٹرک ترشہ "مرتکز" کے نام سے بکتا ہے وہ بھی ۶۸ فی صدی ترشہ ہے ۔ اِس کی کثافت ۱۴۲ء۱ ہوتی ہے ۔

کیمیائی خواص

۱۔ کلورک (Chloric) ترشہ کی اور لونجنوں کے دیگر آکسی (Oxy) ترشوں کی طرح نائیٹرک (Nitric) ترشہ بھی اپنی سب حالتوں سے زیادہ قیام پذیر اُس وقت ہوتا ہے جب وہ پانی میں ملا ہو ۔ خالص (۱۰۰ فی صدی) ترشہ کشید کے دوران میں تحلیل ہو جاتا ہے :۔

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

لیکن کلورک (Chloric) ترشہ کی طرح دھماکے کی سی تندی کے ساتھ تحلیل نہیں ہوتا ۔ اِس کا کشیدہ حل شدہ نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ NO_2(Nitrogen tetroxide) کی وجہ سے رنگین ہوتا ہے ۔ بار بار کشید کرنے سے آخرکار ۶۸ فی صدی ترشہ رہ جاتا ہے جس میں باقی ۳۲ فی صدی وہ پانی ہوتا ہے جو تحلیل مذکورہ بالا سے بنتا ہے ۔ اِس سے ظاہر ہے کہ ترشہ خواہ مرتکز ہو خواہ ہلکا یا کشید کرنے سے وہ دونوں صورتوں میں حسبِ دستور مستقل نقطۂ جوش کا مایع بن جاتا ہے ۔

دُخان خیز نائیٹرک ترشہ بھورے رنگ کا مایع ہے ۔ اِس میں نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کی اچھی خاصی مقدار گھلی ہوئی ہوتی ہے ۔ اِس شکل کا ترشہ مرتکز نائیٹرک ترشہ میں نشاستہ ملا کر کشید کرنے سے حاصل ہوتا ہے ۔ نشاستہ کا فائدہ یہ ہے کہ وہ نائیٹرک ترشہ کو تحویل کر دیتا ہے اور اِس طرح کشیدِ محض کی بہ نسبت زیادہ مقدار میں نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) آزاد ہو جاتا ہے ۔

۲ ۔ نائیٹرک (Nitric) ترشہ جب پانی میں حل کر دیا جاتا ہے

تو اِس حالت میں وہ بہت آئیونائیزز (Ionise) شدہ ہوتا ہے۔ اِس لئے بہ حیثیت تُرشہ وہ عامل ہے۔ چنانچہ آکسائیڈز[1] (Oxides) اور ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) کے تعامل سے نائیٹریٹس[2] (Nitrates) پیدا کرتا ہے۔

۳- جب خالص نائیٹرک (Nitric) تُرشہ (نقطۂ جوشش ۸۶°) فاسفورک (Phosphoric) این تُرشہ پر ڈالا جاتا ہے تو فاسفورک این تُرشہ اِس کے عناصر آب کے ساتھ ترکیب کیا جاتا ہے۔ پھر اِس آمیزہ کو کشید کرنے سے نائیٹرک (Nitric) این تُرشہ N_2O_5 حاصل ہوتا ہے:-

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow N_2O_5 \uparrow + 2HPO_3$$

۴- نائیٹرک (Nitric) تُرشہ اِس قدر طاقتور آکسیڈائیزنگ[3] (Oxidsing) عامل ہے کہ پانی سے ہلکا دینے پر بھی بخوبی عمل کرتا ہے۔ لیکن اس کی تحویل سے چونکہ بہت سے مرکبات پیدا ہو سکتے ہیں اس لئے ضروری ہے کہ اِس کی اِس خاصیت سے ایک مستقل عنوان کے ماتحت بحث کی جائے۔ ہم اِس بحث کو سرِدست بعد کے لئے اُٹھا رکھتے ہیں۔

۵- نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کاربن کے بہت سے مرکبات کے ساتھ بہت تیز تعامل کرتا ہے۔ اور اُنہیں نائیٹرو (Nitro) مشتقات میں بدل دیتا ہے۔ مثلاً:-

جب نائیٹرک تُرشہ فینول[4] C_6H_5OH(Phenol) کے ساتھ مِلا کر گرم کیا جاتا ہے تو وہ پکورک[5] (Picric) تُرشہ $C_6H_2(NO_2)_3OH$ پیدا کرتا ہے جس سے آمیزہ میں زرد قلمیں

---

[1] "ز" جمع کی علامت ہے۔
[2] "س" جمع کی علامت ہے۔
[3] مقابلہ کرو لونجنوں کے آکسی (Oxy) تُرشوں سے۔
[4] کاربولک (Carbolic) تُرشہ۔
[5] ٹرائی نائیٹرو فینول (Trinitrophenol)۔

بن جاتی ہیں۔ یہ مرکب زرد رنگ رنگنے میں کام آتا ہے اور دھماکو (لڈائیٹ Lyddite) کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے:۔

$$C_6H_5(OH) + 3HONO_2 \rightarrow C_6H_2(OH)(NO_2)_3 + 3H_2O$$

پانی کی موجودگی نائٹرک (Nitric) ترشہ کے سالموں کی عاملیت کو کمزور کر دیتی ہے۔ اس لئے جب اِس قسم کے تعاملوں کو بروئے کار لانا ہوتا ہے جو آئیونک (Ionic) نہیں ہیں تو اس صورت میں صرف یہی کافی نہیں ہوتا کہ معمولی کی بجائے مُرتکز نائیٹرک (Nitric) ترشہ استعمال کر لیا جائے بلکہ اس میں مُرتکز سلفیورک (Sulphuric) ترشہ بھی ملایا جاتا ہے کہ پانی کے اِستخراج میں مدد ہو۔

جب نائیٹرک (Nitric) ترشہ، ٹولوئین (Toluene) $C_6H_5OH_3$ کے ساتھ ملا کر گرم کیا جاتا ہے تو ٹرائی نائیٹرو ٹولوئین (Trinitrotoluene) پیدا ہوتا ہے:۔

$$CH_3O_6H_5 + 3HONO_2 \rightarrow CH_3C_6H_2(NO_2)_2 + 3H_2O$$

یہ مرکب، "تیز دھماکو" گولوں کے بھرنے میں استعمال ہوتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے اِس کی خوبی یہ ہے کہ وہ بلا تحلیل پگھلایا جا سکتا ہے (نقطہ اماعت ۸۱٫۵°) اور بہا کر گولے میں ڈالا جا سکتا ہے۔ اس لئے گولوں کا بھرنا آسان، بے خطر اور تیز ہو جاتا ہے اور بخوبی پایۂ تکمیل کو پہنچایا جا سکتا ہے۔ علاوہ بریں یہ مرکب، نقل و حرکت کے دَوران میں صدموں سے متاثر ہو کر دھماکا پیدا نہیں کرتا۔ اس کے دھماکنے کے لئے توڑے کی ضرورت ہے۔ اور توڑے سے وہ فوراً اور کامل طور پر دھماک جاتا ہے۔

مندرجۂ ذیل مساوات اِس کی تحلیل کی ایک سرسری سی تعبیر ہے۔ اِس میں کاربن کی مقدارِ کثیر کا وجود اس امر کی توجیہ ہے کہ اِس مرکب کی تحلیل سے بہت سا سیاہ دھؤاں کیوں پیدا

ہوتا ہے :-

$$2CH_3C_6H_2(NO_2)_3 \rightarrow 5H_2O + 3N_2 + 7CO + 7C$$

اِن واقعات پر غور کرو۔ گروہ NO_2 نے اِس ہائیڈروجن کی جگہ لی ہے جو اِس سے پہلے، فینول (Phenol) اور ٹولوئین (Toluene) کے کاربن کے ساتھ براہِ راست وابستہ تھی۔ اِس قسم کے مرکبات کو نائیٹرو (Nitro) مشتقات کہتے ہیں۔

۶۔ ایک اور جماعت کے نامیاتی مرکبات، یعنی الکوہلز (Alcohols) سالمی نائیٹرک تُرشہ کے ساتھ تعامل کرتے ہیں۔ لیکن اِن کے تعامل کا انداز اُس انداز سے مختلف ہے جس کا ذکر اُوپر کی تقریر میں ہوُا ہے۔ چنانچہ نائیٹرک تُرشہ اور سلفیورک تُرشہ کے ٹھنڈے آمیزہ میں جب گلسرین (Glycerin) آہستہ آہستہ مِلائی جاتی ہے تو گلسرائیل نائیٹریٹ (Glycrylnitrate) جس کا عامیانہ نام نائیٹروگلسرین (Nitro-glycerin) ہے، پیدا ہوتا ہے۔ سلفیورک تُرشہ یہاں بھی وُہی کام دیتا ہے جس کا ذکر اُوپر گزر چکا ہے :-

$$C_3H_5(OH)_3 + 3HONO_2 \rightarrow C_3H_5(ONO_2)_3 + 3H_2O.$$

دیکھو یہاں NO_2 نے ہائیڈرآکسل (Hydroxyl) گروہوں کی ہائیڈروجن کی جگہ لی ہے۔ یہ تعامل آئیونک (Ionic) نہیں ہے۔ اور تعامل کا حاصل بھی آئیونز (Ions) پیدا کرنے والی چیز نہیں۔

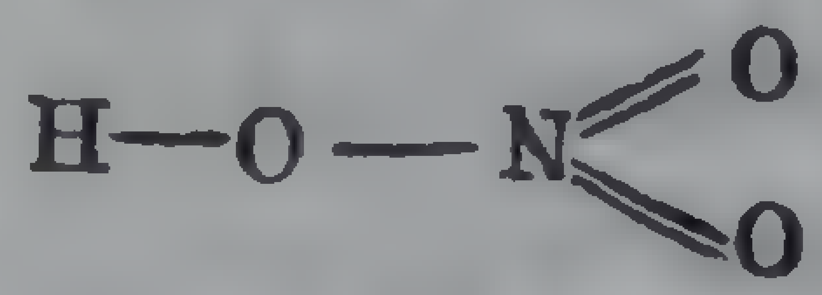
دھماکو رُوئی[1] بھی اِسی تعامل سے بنائی جاتی ہے۔ اِس کی صنعت میں رُوئی (سیلولوز Cellulose) سے کام لیا جاتا ہے:-

$$\underset{\text{سیلولوز}}{(C_6H_{10}O_5)_2} + 6HONO_2 \rightarrow \underset{\text{دھماکو رُوئی}}{C_{12}H_{14}O_4(ONO_2)_6} + 6H_2O$$

[1] Gun cotton

۷۔ نائیٹرک تُرشہ جب پروٹینز (Proteins) کو چھُوتا ہے تو وہ شوخ زرد رنگ کی چیزیں پیدا کرتا ہے جن کو زنتھو پروٹیئک (Xanthoproteic) تُرشے کہتے ہیں ۔یہی وجہ ہے کہ نائیٹرک تُرشہ اُونی کپڑوں کو اور حیوانی جلد کو زرد کر دیتا ہے ۔اِس تعامل سے پروٹینز (Proteins) کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے۔

نائیٹرک تُرشہ کے کیمیائی خواص کی بہترین تعبیر ذیل کے ترسیمی ضابطہ سے ہو سکتی ہے :۔



۸۔ جب نائیٹرون ایسیٹیٹ (Nitron acetate) کسی ایسے محلول میں ملایا جاتا ہے جس میں نائیٹرک تُرشہ موجود ہوتا ہے تو نائیٹرون یعنی ۱،۴ ڈائی فینائیل اینڈانیلینو ڈائی ہائیڈرو ٹرائی اینزول

$C_{20}H_{16}N_4$ (1,4-Diphenyl-endanilino-Dihydrotriazole)

ایک اچھا خاصا ناحل پذیر نائیٹریٹ یعنی $C_{20}H_{16}N_4,HNO_3$ پیدا کرتا ہے ۔اِس رسوب کو تول کر نائیٹرک تُرشہ کی کمّی تخمین ہو سکتی ہے

نائیٹریٹس[1]

دھاتی عناصر کے نائیٹریٹس (Nitrates) سب کے سب کم و بیش آسانی کے ساتھ پانی میں حل پذیر ہیں ۔ جب گرم کئے جاتے ہیں تو اُن کی تحلیل مندرجۂ ذیل تین اندازوں میں سے کوئی ایک انداز اختیار کرتی ہے :۔

(۱) دھات کا آکسائیڈ (Oxide) بنتا ہے نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) پیدا ہوتا ہے اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے :۔

[1] "س" جمع کی علامت ہے۔

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

(۲) آکسیجن آزاد ہوتی ہے اور دھات کا نائیٹرائیٹ (Nitrite) بن جاتا ہے :-

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

(۳) نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) بنتا ہے اور پانی پیدا ہوتا ہے ۔

$$NH_4NO_3 \rightarrow 2H_2O + N_2O.$$

سوڈیئم نائیٹریٹ (Sodium nitrate) کھاد کے طور پر بہت کام آتا ہے ۔ اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کی صنعت میں بھی بہت استعمال ہوتا ہے ۔ اِس سے نائیٹرک تُرشہ کی تیاری میں بھی کام لیا جاتا ہے ۔ اور اِس سے پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) بھی تیار کیا جاتا ہے ۔ پوٹاسیئم نائیٹریٹ گندک اور کوئلے کے ساتھ ملا کر بارُود کی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے ۔

فرداً فرداً نائیٹریٹس (Nitrates) کا ذکر اُن کے اپنے اپنے دھاتی عناصر کے ضمن میں آئیگا ۔

نائیٹروجن پنٹا آکسائیڈ

NITROGEN PENTOXIDE

N_2O_5

نائیٹروجن کا یہ آکسائیڈ، نائیٹرک تُرشہ کا اَپن تُرشہ ہے ۔

تیاری ——

نائیٹرک ترشہ جب فاسفورس پنٹا آکسائیڈ (Phosphorus pentoxide) پر ڈالا جاتا ہے تو فاسفورس پنٹا آکسائیڈ اُس میں سے پانی کے عناصر کو کھینچ لیتا ہے اور اُس کو نابیدہ کر دیتا ہے :-

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

اِس مطلب کے لئے مُرتکز سے مُرتکز نائیٹرک ترشہ استعمال کرنا چاہئے - اور فاسفورس پنٹا آکسائیڈ (Phosphorus pentoxide) کو ایسے قرنبیق میں رکھنا چاہئے جو ٹھنڈا کر دیا گیا ہو - اور دونوں کا آمیزہ حتی الامکان اِس طرح تیار کرنا چاہئے کہ تپش بڑھنے نہ پائے - دونوں کا تناسب بھی وُہی ہونا چاہئے جو مساوات کے رُو سے ضروری ہے - جب آمیزہ تیار ہو جائے تو قرنبیق کو نرم نرم آنچ دینے سے نائیٹروجن پنٹا آکسائیڈ (Nitrogen pentoxide) کشید ہو کر قابلہ میں آجاتا ہے - اور اگر قابلہ کافی ٹھنڈا ہو تو فوراً اُس کی قلمیں بن جاتی ہیں -

۲- ڈیول[1] جو اِس مرکب کا کاشفِ اول ہے اُس نے اِس کی تیاری کے لئے یہ قاعدہ اختیار کیا تھا کہ سلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کو لانا نلی میں رکھ کر اُس پر خشک کلورین گزاری - نلی پانی میں رکھی تھی کہ تپشِ مطلوب پر رہے - تعامل کا آخری نتیجہ حسبِ ذیل ہے :-

$$2AgNO_3 + Cl_2 \rightarrow 2AgCl + N_2O_5 + O.$$

خواص

یہ سفید ٹھوس ہے جس سے چمکیلی منشوری قلمیں بنتی ہیں - ۳۰° پر پگھلتا ہے اور جُزءً تحلیل بھی ہوتا ہے - ۴۵° پر جوش کھاتا ہے - اور ۴۵° اور ۵۰° کے درمیان جلد جلد تحلیل ہو کر بھورا دُخان پیدا کرتا ہے - اِس کا برقرار رکھنا بہت مشکل ہے - کیونکہ وہ

---

[1] Deville

تحلیل ہو کر نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے :-

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

تحلیل کے دَوران میں حرارت بھی پیدا ہوتی ہے - یک بہ یک گرم کر دیا جائے تو دھماکے کی سی تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے - رطوبت کو بہت جلد جذب کر لیتا ہے - اور جب پانی میں ڈالا جاتا ہے تو اس طرح حل ہوتا ہے کہ اِس کے حل ہونے سے بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے :-

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

جب نائیٹروجن پنٹاآکسائیڈ (Nitrogen pentoxide) بالتدریج نائیٹرک تُرشہ میں ملایا جاتا ہے تو ایک خاص مرکب پیدا ہوتا ہے جس کی ترکیب $2N_2O_5,H_2O$ ہے - یہ مرکب ایک معیّن ہائیڈریٹ (Hydrate) ہے جو ٹھنڈا ہونے پر محلول سے قلمی شکل میں جُدا ہوتا ہے -

نائیٹرک آکسائیڈ

NITRIC OXIDE

NO

تیاری

ا - خالص نائیٹرک آکسائیڈ اِس طرح حاصل ہوتا ہے کہ فیرس سلفیٹ (Ferrous sulphate) کو ہلکائے سلفیورک تُرشہ میں حل کر کے جوش دیا جائے اور اِس جوش کھاتے ہوئے محلول میں نائیٹرک تُرشہ ملایا جائے - یا فیرس کلورائیڈ (Ferrous chloride) کو ہائیڈروکلورک تُرشہ میں حل کر کے اُس پر یہی عمل کیا جائے :-

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 (+2H) \quad \times 3 (1)$$

$$(3H) + HNO_3 \rightarrow NO + 2H_2O \quad \times 2 (2)$$

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O$$

نائٹرک ترشہ کی مثل کوئی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل موجود نہ ہو تو جس تعامل کو پہلی جُزئی مساوات تعبیر کرتی ہے وہ حادث نہیں ہوتا - اور دونوں جُزئی مساواتوں کو علی الترتیب ۳ اور ۲ سے ضرب کرنا اِس لئے ضروری ہے کہ ہائیڈروجن جو تعامل کے واقعی حاصلوں میں شامل نہیں کٹ کر مجموعی مساوات سے خارج ہوجائے۔ اِس تعامل سے محلولوں میں نائٹرک (Nitric) ترشہ کی کمّی تخمین کرنے میں کام لیا جاتا ہے - اِس مطلب کے لئے تعامل سے حاصل شدہ نائٹرک آکسائیڈ کا حجم معلوم کرلیا جاتا ہے - پھر مساواتِ بالا کے رُو سے نائٹرک ترشہ کی مقدار پر استدلال کرلینا کچھ مشکل نہیں -

۲ - نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اِس طرح بھی حاصل ہو سکتا ہے کہ ہلکائے نائٹرک ترشہ (کثافت ۱٫۲) اور تانبے کے تعامل سے کام لیا جائے - لیکن اِس صورت میں جو نائٹرک آکسائیڈ تیار ہوتا ہے اُس میں نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) اور نائٹروجن کی بھی آمیزش ہوتی ہے - بہرحال دارالتجربہ میں نائٹرک آکسائیڈ تیار کرنے کے لئے یہ قاعدہ زیادہ سہل ہے -

نائٹرک آکسائیڈ کے خواص

نائٹرک آکسائیڈ بے رنگ گیس ہے - ٹھوس کی شکل میں -۱۶۷° پر پگھلتا ہے - اور جب مایع کی شکل میں ہوتا ہے تو -۱۵۳٫۶° پر جوش کھاتا ہے - پانی میں اِس کی حل پذیری بہت خفیف ہے - اِس کی گیسی کثافت سے اِس کے لئے ضابطہ NO مستنبط ہوتا ہے -

ادنیٰ اپیشوں پر بھی اِس کے سالمات میں سنجوگ کا رُجحان محسوس نہیں ہوتا ہے۔

نائٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) نائٹروجن کے تمام آکسائیڈز (Oxides) میں سب سے زیادہ قیام پذیر ہے۔تیز جلتی ہوئی فاسفورس اِس گیس میں جلتی رہتی ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ فاسفورس کے تیز تیز جلنے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ آکسیجن کو آزاد کردیتی ہے اور یہ آکسیجن، فاسفورس کے احتراق کو سنبھالتی جاتی ہے۔ جلتی ہوئی گندک اور جلتی ہوئی بتی کی حرارت نائٹرک آکسائیڈ کی تحلیل کے لئے کافی نہیں۔ اِس لئے جب یہ چیزیں اِس گیس میں داخل کی جاتی ہیں تو گیس کی تحلیل نہیں ہوتی اور وہ بُجھ جاتی ہیں۔

نائٹرک آکسائیڈ کی دو خاصیتیں ایسی ہیں جن کو اِس سے خاص اختصاص ہے:۔

۱- سردی کی حالت میں وہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاجاتا ہے اور نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کا سُرخی مائل بھورا دُخان پیدا کرتا ہے:۔

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

اِس واقعہ سے، دُوسری گیسوں میں ملے ہوئے آکسیجن کے خفیف خفیف سے، شائبوں کی تشخیص میں بھی کام لیا جا سکتا ہے۔ جب نائٹرک آکسائیڈ گرم مُرتکز نائٹرک تُرشہ میں گزارا جاتا ہے تو یہاں بھی وُہی نتیجہ پیدا ہوتا ہے:۔

$$NO + 2HNO_3 \rightleftarrows 3NO_2 + H_2O$$

۲- کئی ایک نمکوں کے ساتھ بھی ترکیب کھاتا ہے۔چنانچہ فیرس سلفیٹ $FeSO_4$ (Ferrous Sulphate) کے ساتھ ترکیب کھا کر $FeNO.SO_4$ پیدا کرتا ہے۔ اور یہ ایک سالمی مرکب ہے

جس کا رنگ بھورا ہوتا ہے۔ یہ مرکب، محلول میں برقرار رہ سکتا ہے۔ اِس میں NO، مثبت آئیون FeNO(Ion) کا جُز ہے اور محلول میں اِس کے ساتھ نقل مکان کرتا ہے۔

فیرس سلفیٹ چونکہ نائیٹرک تُرشہ کو نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) میں تحویل کر دیتا ہے اور پھر مزید نمک، نائیٹرک آکسائیڈ کے ساتھ ترکیب کھا کر بھورا رنگ پیدا کرتا ہے اِس لئے مذکورہ بالا تعامل پر نائیٹرک تُرشہ کی ایک نہایت نازک تشخیص مبنی ہے۔ چنانچہ جس چیز میں کسی نائیٹریٹ (Nitrate) کے موجود ہونے کا گمان ہوتا ہے اُس میں فیرس سلفیٹ کا طاقتور محلول ملایا جاتا ہے۔ اور پھر اِس آمیزہ میں مُرتکز سلفیورک تُرشہ اِس احتیاط کے ساتھ ڈالا جاتا ہے کہ اپنے بھاری پن کے باعث نلی کے پہلو کے ساتھ ساتھ بہتا ہُوا نلی کے پیندے پر پہنچ جائے (شکل ۳۲)۔ جس مقام پر سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ آمیزۂ مذکور کو چھوتا ہے وہاں نائیٹریٹ (Nitrate) اور سلفیورک تُرشہ کے تعامل سے نائیٹرک تُرشہ پیدا ہوتا ہے۔ جس کو فیرس سلفیٹ (Ferrous Sulphate) نائیٹرک آکسائیڈ میں تحویل کر دیتا ہے ۔ یہ نائیٹرک آکسائیڈ مزید فیرس سلفیٹ کے ساتھ ترکیب کھا کر بھورا سالمی مرکب $FeNO.SO_4$ بنا دیتا ہے۔ اور اِس طرح نلی میں اِس مقام پر بھورے رنگ کا حلقہ بن جاتا ہے۔



شکل ۳۲

یہ تشخیص ایسی نازک ہے کہ اِس سے نائیٹریٹ کی خفیف سی مقدار کا بھی پتہ چل جاتا ہے۔ چنانچہ اِس صورت میں بھی حلقہ کے نیچے اور اُوپر کے بے رنگ مایعات کے ساتھ مقابلہ کرنے سے

حلقہ کا بھورا رنگ بخوبی محسوس ہو سکتا ہے۔

سالماتی مرکبات

دو مرکب چیزوں کے باہم ترکیب کھانے سے پیدا ہونے والی کسی چیز میں جب اُن ہی دو مرکب چیزوں میں تحلیل ہو جانے کا رُجحان غالب پایا جاتا ہے اور اُس کے وجود سے اُس کے منفردانہ شخصی کیمیائی خواص کی بہ نسبت اُس کے مرکب اجزائے ترکیبی کے ذاتی کیمیائی خواص کا اظہار زیادہ ہوتا ہے تو اِس قسم کی چیز کو کیمیا کی اصطلاح میں **سالمی مرکب** کہتے ہیں۔

مثلاً تقریر بالا میں مرکب $FeNO.SO_4$ کا ذکر آیا ہے۔ اِس مرکب کا یہ حال ہے کہ وہ نرم نرم آنچ دینے سے NO کو چھوڑ دیتا ہے اور اِس طرح NO پر آزاد ہو جاتا ہے۔

وہ مرکبات جن کو کیمیا کی زبان میں ہائیڈریٹس[1] (Hydrates) کہتے ہیں اِن کا بھی یہی حال ہے۔ چنانچہ وہ پانی کے ساتھ نمکوں یا اَور چیزوں کے ترکیب کھانے سے پیدا ہوتے ہیں اور جب حل ہوتے ہیں تو اِن کا کثیر ترین حصّہ پھر اِن ہی اجزاء میں تحلیل ہو جاتا ہے۔

دوئیلے نمک بھی اِسی جماعت میں شامل ہیں۔ اِن کی ایک مثال $FeSO_4,(NH_4)_2SO_4,6H_2O$ ہے۔ اور اِس قسم کے اَور بہت سے نمک معلوم ہیں۔ یہ نمک صرف اُسی حالت میں قیام پذیر ہیں جب کہ ٹھوس کی شکل میں ہوں۔ جب حل ہوتے ہیں تو فوراً اپنے مرکب اجزائے ترکیبی میں تحلیل ہو جاتے ہیں۔

---

[1] ”س“ جمع کی علامت ہے۔

بعض نمک، امونیا کے ساتھ، اور بعض کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) CO کے ساتھ، ترکیب کھا کر اِس قسم کے مرکب پیدا کرتے ہیں۔ مثلاً

$AgNO_3$	اور	NH_3	سے	$AgNO_3,3NH_3$
$CaCl_2$	اور	NH_3	سے	$CaCl_2,8NH_3$
$CuCl$	اور	CO	سے	$CuCO.Cl,2H_2O$

"سالماتی مرکب" کی اصطلاح اِس تصور سے پیدا ہوئی ہے کہ اِس قسم کے مرکبات میں مرکب اجزائے ترکیبی کسی حد تک اپنے تشخص کو برقرار رکھتے ہیں اور اِس لئے وہ آزاد ہو جانے پر آمادہ رہتے ہیں۔ اِس اصطلاح کی غایت حقیقت میں اِس واقعہ کے اظہار کی کوشش ہے کہ جن مرکبات کے لئے یہ اصطلاح وضع کی گئی ہے وہ اِس قسم کے مرکبات ہیں جن کا سلوک در اصل اِن کے اجزائے ترکیبی کا سلوک ہے۔ چنانچہ اِس اصطلاح کا مفہوم اِس قسم کے مرکبات کو امونیئم کلورائیڈ (NH_4Cl (Ammonium chloride) اور فاسفورس پنٹا کلورائیڈ (PCl_5 (Phosphorus penta chloride) کی سی چیزوں سے متمایز کر دیتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride)، HCl اور NH_3 کے امتزاج سے پیدا ہوتا ہے۔ لیکن یہ مرکب عموماً اِس طرح سلوک کرتا ہے کہ گویا وہ NH_4 اور Cl کے امتزاج سے پیدا ہوا ہے۔ اِسی طرح جب PCl_5 کو بجوگ لاحق ہوتا ہے تو اِس سے بلا شُبہ PCl_3 اور Cl_2 پیدا ہوتے ہیں۔ اور اِس سے گمان ہو سکتا ہے کہ یہ مرکب اِسی جماعت میں شامل ہونا چاہیئے جس جماعت کے زواد کے لئے سالماتی مرکبات کی اصطلاح وضع کی گئی ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ NH_4Cl کی طرح یہ مرکب بھی سالماتی مرکبات کی جماعت سے ایک جُداگانہ چیز ہے۔ چنانچہ آگے چل کر تم دیکھو گے کہ PCl_5 پانی کے ساتھ تعامل کر کے

فاسفورک (Phosphoric) ترشہ پیدا کرتا ہے ۔ اور یہ ترشہ PCl_3 سے نہیں بنتا بلکہ صرف PCl_5 سے حاصل ہو سکتا ہے ۔ اس لئے اِس مرکب کے متعلق ہم یہ تصور نہیں کر سکتے کہ وہ PCl_3 اور Cl_2 پر مشتمل ہے ۔ پس ضروری ہے کہ اِس نوعیت کے مرکبات کو سالماتی مرکبات سے تمیز کرنے کے لئے کوئی مابہ الامتیاز اختیار کیا جائے ۔ اور یہ مابہ الامتیاز سالماتی مرکبات کی اصطلاح نے پیدا کر دیا ہے ۔

لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ اِس امتیاز کو کوئی خاص قابلِ لحاظ نظری اہمیت حاصل نہیں ۔ کیونکہ سالماتی مرکبات کے سلوک میں تمام مدارج پائے جاتے ہیں ۔ ہاں عملیات کے اعتبار سے البتہ وہ ایک حد تک اہمیت کا حقدار ہے ۔ لیکن اِس سے فائدہ صرف یہی مترتب ہوتا ہے کہ اِس سے خاص خاص واقعات کو یاد رکھ لینے اور اُن کی جماعت بندی کر لینے کے لئے ایک سرسری سا وسیلہ پیدا ہو گیا ہے ۔

سالماتی مرکبات اور معمولی مرکبات کا ایک دُوسرے سے تمیز کرنا ایک اَور اعتبار سے بھی ضروری ہے ۔ یعنی سالماتی مرکبات کے اجزاء عموماً سیر شدہ مرکبات معلوم ہوتے ہیں اور مزید مادّہ کو سنبھال لینے کے لئے اِن کے پاس معمولی گرفتوں میں سے کوئی گرفت زائد بچی ہوئی نظر نہیں آتی ۔ مثلاً $CaCl_2$ میں Ca دو گرفتہ عنصر ہے اور Cl یک گرفتہ ۔ اِس لئے معمولی گرفتیں سب کی سب سیر شدہ ہیں ۔ اور اِس پر بھی حال یہ ہے کہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر یہ نمک، ہائیڈریٹ $CaCl_2,6H_2O$(Hydrate) بنا دیتا ہے حالانکہ خود پانی بھی بجائے خود ایک سیر شدہ مرکب ہے ۔ اِس سے ظاہر ہے کہ "سالماتی مرکبات" کے تصور میں ایک طرح کا سالمات کی گرفت کا خیال مضمر ہے ۔ مندرجۂ ذیل مرکبات پر غور کرو ۔ اِن میں $FeSO_4$ سات دیگر سالمات کے ساتھ

ترکیب کھاتا ہے :-

$FeSO_4,7H_2O$

$FeSO_4,(NH_4)_2SO_4,6H_2O$

$FeSO_4,K_2SO_4,6H_2O$

تانبے، میگنیسیئم (Magnesium) اور دیگر دو گرفتہ دھاتوں کے سلفیٹس[1] (Sulphates) بھی اسی نوعیت کے سالماتی مرکبات بناتے ہیں۔

دوسری طرف امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا یہ حال ہے کہ وہ سالماتی مرکب نہیں ۔ کیونکہ NH_3 یوں تو بلاشبہ HCl، HBr، HI اور HF کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے لیکن اس واقعہ کی بہترین توجیہ یہ ہے کہ نائٹروجن پنجگرفتہ عنصر ہے ۔ اور اس بناء پر NH_4Cl، N_2O_5 وغیرہ کے سے مرکبات کو معمولی مرکبات تصور کرنا زیادہ قرینِ صحت ہے ۔

نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ

NITROGEN TETROXIDE

NO_2 اور N_2O_4

تیاری :-

ا ۔ یہ آکسائیڈ (Oxide) پوٹاسیئم (Potassium) سوڈیئم (Sodium) اور امونیئم (Ammonium) کے سوا باقی سب دھاتوں کے نائٹریٹس[2] (Nitrates) کو گرم کرنے سے حاصل ہوتا ہے ۔ مثلاً تانبے

---

[1] "س" جمع کی علامت ہے۔

[2] "س" جمع کی علامت ہے۔

یا سیسے کے نائٹریٹ کو گرم کرنے سے :۔

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

اور

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

پارے کو گرم کرنے سے دھاتی آکسائیڈ (Oxide) کی بجائے خود دھات حاصل ہوتی ہے :۔

$$Hg(NO_3)_2 \rightarrow Hg + 2NO_2 + O_2$$

جب گیسوں کا یہ آمیزہ، انجمادی آمیزہ میں رکھی ہوئی لانبا نلی میں سے گزارا جاتا ہے تو ٹیٹرآکسائیڈ (Tetroxide) بستگی میں آکر ہلکے سے زرد رنگ کا مایع (نقطۂ جوش ۲۲°، نقطۂ اماعت -۵ء۱۰°) ہو جاتا ہے اور آکسیجن آگے نکل جاتی ہے۔

۲ - یہ مرکب، نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے سے بھی حاصل ہو سکتا ہے۔ نائٹرک آکسائیڈ کو آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے کی دو صورتیں ہیں :۔

(ا) نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور آکسیجن کا بلاواسطہ امتزاج :۔

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

(ب) نائٹرک آکسائیڈ کو گرم مرتکز نائٹرک (Nitric) ترشہ میں گزارنے سے۔ اِس صورت میں نائٹرک ترشہ کو نرم نرم آنچ دے کر گرم کرنا چاہیئے۔ اور پھر اِس میں نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کی رَو گزارنا چاہیئے :۔

$$NO + 2HNO_3 \rightleftharpoons 3NO_2 + H_2O$$

۳ - مرتکز نائٹرک (Nitric) ترشہ اور تانبے کے تعامل کا حاصل تقریباً سب کا سب اِسی آکسائیڈ (Oxide) پر مشتمل ہوتا ہے۔ اگر اصلی تعامل سے نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کا کوئی شائبہ پیدا ہو بھی تو وہ مرتکز ترشہ کے بالائی طبقہ میں سے

گزرتے ہوئے، آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) ہو جاتا ہے۔

خواص :-

اِس گیس کی سب سے زیادہ دلچسپ خصوصیت یہ ہے کہ گرم ہو تو اِس کا رنگ گہرا بھورا ہوتا ہے۔ اور اگر سرد ہو تو رنگ ہلکا سا زرد ہو جاتا ہے۔ ۲۲° سے لے کر ۱۴۰° تک اِس گیس کی کثافت جلد جلد گھٹتی جاتی ہے۔ اور جب تپش میں تنزل ہوتا ہے تو اِس تنزل کے ساتھ ساتھ کثافت پھر بڑھتی چلی جاتی ہے۔ اِن مشاہدات سے اوزانِ سالمہ کی تخمین کی جائے تو حسبِ ذیل نتائج حاصل ہوتے ہیں :-

تپش	وزنِ سالمہ
۲۲°	۹۰
۷۰°	۵۵٫۶
۱۳۵°	۴۶٫۳
۱۵۴°	۴۵٫۷

ضوابط N_2O_4 اور NO_2 کے متجاوب اوزانِ سالمہ علی الترتیب ۹۲ اور ۴۶ ہونا چاہئیں۔ اِس بناء پر نتائج متذکرہ صدر سے یہ مفہوم ہوتا ہے کہ گہرے بھورے رنگ کی گیس NO_2 ہے اور جب یہ گیس ٹھنڈی ہوتی ہے تو اِس کے سالموں کو سنجوگ ہو کر بے رنگ گیس N_2O_4 بنتی ہے۔ برفانی ایسیٹِک (Acetic) ترشہ کے نقطۂ انجماد میں اِس آکسائیڈ (Oxide) کی آمیزش سے جو تنزل پیدا ہوتا ہے اُس سے اِس آکسائیڈ کا وزنِ سالمہ ۹۲ مستنبط ہوتا ہے۔ اِس لئے ضرور ہے کہ حل شدگی کی حالت میں، اور منجمد ہوتے ہوئے ایسیٹِک (Acetic) ترشہ کی تپش (۱۷° سے پست تر) پر تمام نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide)، N_2O_4 کی

شکل میں ہو۔

جب بھوری گیس کو سُرخ گرم نلی میں سے گزار کر اُس کی تپش ۶۵۰° سے بڑھا دی جاتی ہے تو اِس صورت میں اُس کا بھورا رنگ غائب ہو جاتا ہے۔ لیکن یہاں رنگ کا غائب ہو جانا اِس امر کا نتیجہ ہے کہ وہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) اور آکسیجن میں تحلیل ہو جاتی ہے۔ گرم کر دینے کے بعد جب یہ گیس ٹھنڈی کی جاتی ہے تو اُن ہی مدارج میں سے بہ سمتِ معکوس گزرتی ہے۔ یعنی پہلے بے رنگ گیس سے بھورے رنگ کی گیس بنتی ہے اور آخرکار ہلکے سے زرد رنگ کی گیس ہو جاتی ہے:۔

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$$

بے رنگ گیس   بھوری گیس   بے رنگ گیس

نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) کی بہ نسبت نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) چونکہ زیادہ آسانی سے آزاد آکسیجن دے دیتا ہے اِس لئے نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ میں فاسفورس بآسانی اور جلد جلتی ہے۔ لیکن اِس گیس میں اگر جلتی ہوئی موم بتّی داخل کی جائے تو وہ بجھ جاتی ہے۔ یہی حال گندک کا ہے۔

نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بہت طاقتور آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے۔ چنانچہ "دُخان خیز نائیٹرک (Nitric) تُرشہ" میں یہ آکسائیڈ حل شدہ موجود ہوتا ہے اور جب آکسیڈیشن (Oxidation) بالخصوص مدِنظر ہوتا ہے تو اِسی تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے۔ آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عاملیت کی وجہ سے یہ گیس کبھی کبھی آٹے کا رنگ کاٹنے میں بھی استعمال کی جاتی ہے۔

ترکیب کے اعتبار سے یہ آکسائیڈ نائیٹرس (Nitrous) اور نائیٹرک (Nitric) اپن ترشوں کے بین بین ہے ۔ اور جب سرد پانی میں حل کیا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) اور نائیٹرک (Nitric) دونوں ترشے پیدا کرتا ہے :-

$$N_2O_4 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

اور اگر کوئی اساس موجود ہو تو اس اساس کی دھات کے نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے :-

$$N_2O_4 + 2KOH \rightarrow KNO_3 + KNO_2 + H_2O$$

اگر پانی سرد نہ ھو تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ چونکہ ناقیام پذیر ہے اس لئے وہ تحلیل ہو جاتا ہے اور نائیٹرک آکسائیڈ اور نائیٹرک ترشہ پیدا کرتا ہے :-

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

لہٰذا اس صورت میں نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) اور پانی کے تعامل کا نتیجہ نائیٹرک آکسائیڈ اور نائیٹرک ترشہ کی پیدائش ہے :-

$$3NO_2 + H_2O \rightleftarrows 2HNO_3 + NO$$

نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ

NITROGEN TRIOXIDE

N_2O_3

تیاری :-
جب نائیٹرس (Nitrous) ترشہ تحلیل ہوتا ہے تو اس سے بھورے رنگ کی گیس نکلتی ہے ۔

خواص :- نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کی تحلیل سے جو گیس

حاصل ہوتی ہے اُس کی کثافت کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ گیسی حالت میں نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (Nitrogen trioxide) کو تقریباً کامل طور پہ بجوگ ہوگیا ہوتا ہے :-

$$N_2O_3 \rightleftharpoons NO + NO_2$$

جب یہ آمیزہ -۲۱° کے انجمادی آمیزہ میں رکھی ہوئی لامنا نلی میں سے، گزارا جاتا ہے تو گہرے نیلے رنگ کا مایع حاصل ہوتا ہے - یہی مایع نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (Nitrogen trioxide) ہے - اِس مایع کو نقطۂ جوش پر پہنچنے سے پہلے ہی بجوگ ہونے لگتا ہے - اور +۲° پر اِس سے نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) نکلتا ہے -

نائیٹروسیل سلفیورک (Nitrosyl Sulphuric) ترشہ اور پانی کے تعامل سے بھی نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور نائیٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کا وہی متساوی السالمات آمیزہ حاصل ہوتا ہے -

$$2SO_2\begin{cases}O-H\\O-NO\end{cases} + H_2O \rightleftharpoons 2SO_2\begin{cases}OH\\OH\end{cases} + NO_2 + NO$$

یہ آکسائیڈ، نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا ابن ترشہ ہے -

نائیٹرس ترشہ

NITROUS ACID

HNO_2

اور

اُس کے نمک

نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کے نمکوں کو نائیٹرائیٹس (Nitrites) کہتے ہیں ۔ جب پوٹاسیئم (Potassium) یا سوڈیئم (Sodium) کا نمک گرم کیا جاتا ہے تو اُس سے آکسیجن خارج ہوتی ہے اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) بن جاتا ہے :۔

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

نائیٹرائیٹ بنانے کے لئے عام طور پر پگھلے ہوئے نائیٹریٹ (Nitrate) میں سیسا ڈال کر ہلایا جاتا ہے ۔ سیسا آکسیجن کو نائیٹریٹ سے آزاد کرنے میں مدد دیتا ہے ۔ چنانچہ سیسے اور آکسیجن کے تعامل سے مُرتک PbO بنتا ہے ۔ تعامل کے بعد جب سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium Nitrite) قلمانے کے لئے پانی میں حل کیا جاتا ہے تو مُرتک ثُفل کی شکل میں باقی رہ جاتا ہے ۔

ترشہ کی تیاری :۔

کسی نائیٹرائیٹ (Nitrite) کے ہلکائے محلول میں جب کوئی ترشہ ملایا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا ہلکے سے زردی مائل نیلگوں رنگ کا محلول حاصل ہوتا ہے ۔ لیکن یہ ترشہ بہت ناقیام پذیر ہے ۔ چنانچہ محلول کو ذرا سا گرم کر دینے سے تحلیل ہو جاتا ہے :۔

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

جب سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium Nitrite) کا گُھتکوز محلول ترشایا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ فوراً تحلیل ہو جاتا ہے ۔ اور بھورے رنگ کی گیس نکلتی ہے جو اِس ترشہ کے اپن ترشہ پر مشتمل ہونی چاہیئے ۔ لیکن اِس کا اپن ترشہ چونکہ خود بھی ناقیام پذیر ہے اِس لئے وہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) اور

لہ "س" جمع کی علامت ہے ۔

نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) میں تحلیل ہو جاتا ہے - آئیونک (Ionic) نظریہ کے رو سے :-

$$2\overset{+}{H} + 2\overset{-}{N}O_2 \rightleftarrows 2HNO_2 \rightleftarrows H_2O + N_2O_3\uparrow$$

یہ واقعہ نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) کے لئے مابہ الامتیاز قرار دیا جا سکتا ہے۔

محوّلات نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کو اُس کی آکسیجن سے جزءً یا کُلاً محروم کر دیتے ہیں :-

$$2HI + 2HNO_2 \rightarrow 2H_2O + 2NO + I_2$$

نیل بھی اِس کے تعامل سے متاثر ہوتا ہے اور آئیسیٹین (Isatin) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ نیل گہرے نیلے رنگ کا مرکب ہے اور آئیسیٹین (Isatin) کا رنگ ہلکا زرد ہے۔ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کے تعامل سے نیل کے محلول کا گہرا نیلا رنگ بہت جلد متغیر ہو جاتا ہے :-

$$\underset{\text{نیل}}{C_{16}H_{10}N_2O_2} + 2HNO_2 \rightarrow \underset{\text{آئیسیٹین}}{2C_8H_5NO_2} + H_2O + 3NO$$

دوسری طرف آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عوامل کا یہ حال ہے کہ اِن میں سے وہ جو کافی عامل ہیں، مثلاً ترشایا ہوا پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium permanganate) ، نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کو نائیٹرک (Nitric) ترشہ میں تبدیل کر دیتے ہیں :-

$$3H_2SO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + (5O) \quad (1)$$

$$(5O) + 5HNO_2 \rightarrow 5HNO_3 \quad (2)$$

$$3H_2SO_4 + 2KMnO_4 + 5HNO_2 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5HNO_3$$

نائیٹرس (Nitrous) ترشہ نامیاتی رنگوں کی صنعت میں بہت استعمال ہوتا ہے۔

نائیٹرس آکسائیڈ

NITROUS OXIDE

N_2O

تیاری :-

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide)، امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) کو گرم کرکے تیار کیا جاتا ہے - تعامل حرارت زا ہے - اِس لئے گرم کرنے میں احتیاط لازم ہے :-

$$NH_4NO_3 \rightarrow 2H_2O + N_2O$$

بھاپ پانی ہوکر رہ جاتی ہے - اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) گرم پانی پر جمع کرلیا جاتا ہے - یا خشک کرکے فولادی اُستوانوں میں بھر لیا جاتا ہے -

امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) کی بجائے، امونیئم (Ammonium) کے کسی نمک کے ساتھ کوئی نائیٹریٹ (Nitrate) مِلاکر گرم کرنے سے بھی، نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) حاصل ہو سکتا ہے -

خواص :-

سرد پانی میں یہ گیس اچھی خاصی حل پذیر ہے - چنانچہ °۰ کی تپش پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۱۳۰ حجم، اور °۲۵ پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۶۰ حجم حل ہوتی ہے - حل ہونے میں یہ گیس پانی کے ساتھ کوئی مرکب پیدا نہیں کرتی -

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) جب مایع کی شکل میں ہوتا ہے تو -°۸۹٫۸ پر جوش کھاتا ہے - اور جب ٹھوس کی شکل میں

ہوتا ہے تو ۔ ۱۰۲٫۳ْ پر پگھلتا ہے ۔ مختلف تپشوں پر مائع نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے بخار کا تناؤ حسبِ ذیل ہے :۔

تپش	بخار کا تناؤ
۰ْ	۳۰٫۷۵ کُراتِ ہوائیہ
۱۲ْ	۴۱٫۲ کُراتِ ہوائیہ
۲۰ْ	۴۹٫۴ کُراتِ ہوائیہ

اِس گیس کی تپشِ فاصل ۳۸٫۸ ہے ۔

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) میں دہکتی ہوئی کھپچی داخل کی جائے تو کھپچی مشتعل ہو جاتی ہے ۔ فاسفورس (Phasphorus) گندک، اور دیگر احتراق پذیر چیزیں اِس میں ویسی ہی تُندی کے ساتھ جلتی ہیں جیسی کہ آکسیجن میں ۔ احتراق کا نتیجہ ہر حال میں آکسائیڈز[1] (Oxides) کی پیدائش اور نائیٹروجن کی آزادی ہے ۔ آکسیجن اور نائیٹرس آکسائیڈ کا مابہ الامتیاز یہ ہے کہ نائیٹرس آکسائیڈ، نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کے ساتھ تعامل نہیں کرتا ۔

نائیٹرس آکسائیڈ سے حاصل شدہ آکسیجن کے ساتھ جس تیزی سے اشیاء ترکیب کھاتی ہیں وہ بلا شُبہ اِس واقعہ کا نتیجہ ہے کہ نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) حرارت خوار مرکب ہے ۔ اور اِس کی تحلیل سے جو حرارت آزاد ہوتی ہے وہ بدوِ احتراق کی اعانت کرتی ہے :۔

$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2 + 2 \times 18{,}000 \text{ حرارہ}$$

اِس میں شک نہیں کہ نائیٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے جو نائیٹروجن پیدا ہوتی ہے وہ آکسیجن کو ہلکا دیتی ہے اور اِس لئے یہ تحلیل کی حرارت، جُزءً صرف ہو جاتی ہے ۔ لیکن اِس نائیٹروجن اور

[1] "ز" جمع کی علامت ہے۔

آکسیجن کے آمیزہ میں نائیٹروجن کا تناسب اُس تناسب کا صرف نصف ہے جو نائیٹروجن کو ہوا میں حاصل ہے۔ اِس لئے نائیٹرس آکسائیڈ میں ہوائی بہ نسبت حالات احتراق کے زیادہ موید ہیں۔

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) جب ٹھنڈا ہوتا ہے تو آزاد آکسیجن کی طرح سلوک نہیں کرتا۔ چنانچہ دھاتیں اِس میں زنگ آلود نہیں ہوتیں۔ اور خون کا ہیموگلوبین[2] اِس سے آکسیجن کے ماخذ کا کام نہیں لے سکتا۔ چنانچہ سب سے پہلے ڈیوی[1] کو اِس بات کا انکشاف ہوا کہ نائیٹرس آکسائیڈ سانس کے ذریعہ پھیپھڑوں میں پہنچ سکتا ہے اور چونکہ اِس سے آکسیجن مہیّا نہیں ہوتی اس لئے اِس کے استعمال کے بعد بے ہوشی طاری ہو جاتی ہے۔

قیامِ حیات کے لئے کافی آکسیجن ملا لینے کے بعد نائیٹرس آکسائیڈ سے جرّاحی کے چھوٹے چھوٹے عملوں میں بے ہوشی آور دوا کا کام لیا جاتا ہے۔ اِس کے استعمال سے ابتداء میں طبیعت کے اندر فرحت کی کیفیت پیدا ہوتی ہے جس سے انسان ہنسنے لگتا ہے۔ پھر اس کے بعد بے ہوشی طاری ہوتی ہے اور اگر اِس پر بھی استعمال جاری رہے تو پھر انسان مرجاتا ہے۔ اِس گیس سے چونکہ انسان ہنسنے لگتا ہے اِس لئے انگلستان کی عامیانہ زبان میں اِس کو "ہنسانے والی گیس" کہتے ہیں۔

یہ آکسائیڈ، ہائپو نائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ کا این ترشہ ہے۔ چنانچہ ترشۂ مذکور کی تحلیل سے وہ پیدا بھی ہوتا ہے۔ لیکن اِس میں یہ قابلیت نہیں کہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائپو نائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ بنادے۔

---

[1] Davy [2] Haemo-globin

ہائپونائٹرس تُرشہ

HYPONITROUS ACID

$H_2N_2O_2$

تیاری:۔

یہ تُرشہ' آبی محلول میں ہائڈر آکسلامین (Hydroxylamine) اور نائٹرس (Nitrous) تُرشہ کے تعامل سے پیدا ہوتا ہے:۔

$$H-O-N\boxed{H_2+O}N-O-H \rightarrow H_2O + H-O-N=N-O-H$$

اِس محلول میں سِلور نائٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول ملایا جائے تو اِس سے ناحل پذیر سِلور ہائپونائٹرائیٹ (Silver hyponitrite) کی ترسیب ہوتی ہے۔ پھر جب یہ نمک' ہائڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کا ایتھری[1] محلول ملا کر ہلایا جاتا ہے تو ہائپونائٹرس (Hyponitrous) تُرشہ آزاد ہو جاتا ہے۔ ناحل پذیر سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) اِس سے بذریعہ تقطیر جُدا کیا جا سکتا ہے۔ اور پھر ایتھری محلول کو تبخیر کرنے سے ہائپونائٹرس (Hyponitrous) تُرشہ سفید ٹھوس کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔

خواص:۔

یہ مرکب' گرم کرنے سے دھماک جاتا ہے۔ اور اِس کا آبی محلول نہایت کمزور سا تُرشہ ہے۔ گرم آبی محلول آہستہ آہستہ تحلیل ہوتا جاتا ہے۔ اور نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) پیدا کرتا ہے:۔

$$H_2N_2O_2 \rightarrow H_2O + N_2O$$

یہ تغیر تعاکس کا اہل نہیں۔

---

[1] Ether

نائیٹرک تُرشہ

کرۂ ہوائی کی نائیٹروجن سے

تعاملاتِ متعلقہ :-

نائیٹروجن اور آکسیجن کمرے کی تپش پر باہم ترکیب نہیں کھاتے۔ اس لئے اِن سے اِس حالت میں نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) پیدا نہیں ہوتا۔ اِن گیسوں کا امتزاج حرارت خوار ہے۔ اِس بنا پر بلند تپش اِن کے تعامل کے لئے ضروری اور مفید ہے۔ چنانچہ

$$N_2 + O_2 + 43,200 \text{ حرارہ} \rightleftharpoons 2NO$$

لیکن اگر کرۂ ہوائی کی ہوا سے کام لیا جائے تو ۱۹۲۲° پر بھی صرف ا فی صدی نائیٹرک آکسائیڈ حاصل ہوتا ہے اور ۲۹۲۷° پر ۵ فی صدی سے زیادہ نہیں بنتا۔ برقی اُبھرن جو اِس کی صنعت میں فی الواقع استعمال کی جاتی ہے وہ تقریباً ا فی صدی نائیٹرک آکسائیڈ پیدا کرتی ہے۔ اِس کے بعد آمیزہ ٹھنڈا کیا جاتا ہے تاکہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور آکسیجن باہم ترکیب کھا جائیں :-

$$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$$

کیونکہ نائیٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) ۱۵۴° کے قریب قریب تحلیل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے ۹۰۰° پر اِس کی پیدائش ممکن نہیں۔

اب وہ ہوا جس میں NO_2 بنا ہوتا ہے جاذب برجوں میں سے گزاری جاتی ہے۔ اِن برجوں کے اندر پانی ٹپک رہا ہوتا ہے۔ اِس پانی کے تعامل سے نائیٹرک (Nitric) تُرشہ بنتا جاتا ہے :-

$$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO.$$

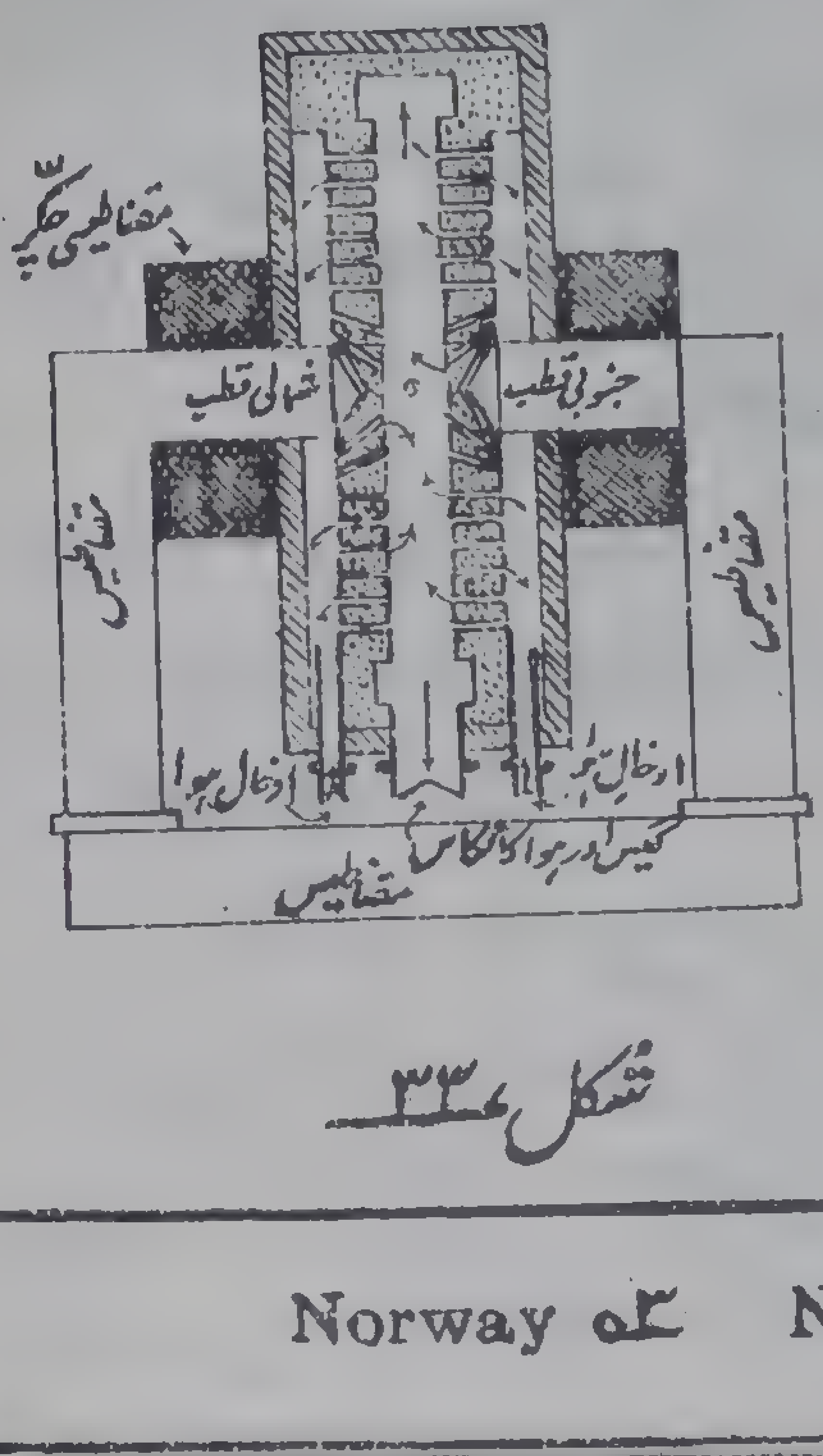
آزاد شدہ NO ہوا کی اُور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر NO_2 ہو جاتا ہے۔ یہ NO_2 پھر اُسی طور سے پانی کے ساتھ تعامل کرتا ہے ۔ اور اِس طرح عملاً نائیٹرک آکسائیڈ کچھ بھی ضایع نہیں ہونے پاتا۔

آخرکار یہ ہے کہ اِس طرح جو نائیٹرک ترشہ تیار ہوتا ہے وہ چُونے کے پتھر $CaCO_3$ پر ڈالا جاتا ہے۔ اِس سے کیلسیئم نائیٹریٹ (Calcium nitrate) بن جاتا ہے ۔ یہ کیلسیئم نائیٹریٹ کھاد کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے اور یورپ میں "ہوائی سالٹ پیٹر" (Saltpetre) کے نام سے مشہور ہے ۔

آلات جو نائیٹروجن کی اِس تثبیت میں مستعمل ہیں

برکلینڈ[1] آیڈ کا قاعدہ:-

نوٹوڈن[2] اور ناروے[3] کے دیگر مقامات میں برکلینڈ آیڈ کے قاعدہ سے کام لیا جاتا ہے ۔ اِس قاعدہ میں جو آلہ استعمال ہوتا ہے اُس کا خاکہ شکل ۳۳ میں دکھایا گیا ہے ۔ اِس میں آبی برقی طاقت اِس طرح کام آتی ہے کہ کاربن (Carbon) کی دو سلاخوں کے درمیان قوسی برقی ابھرن حادث کی



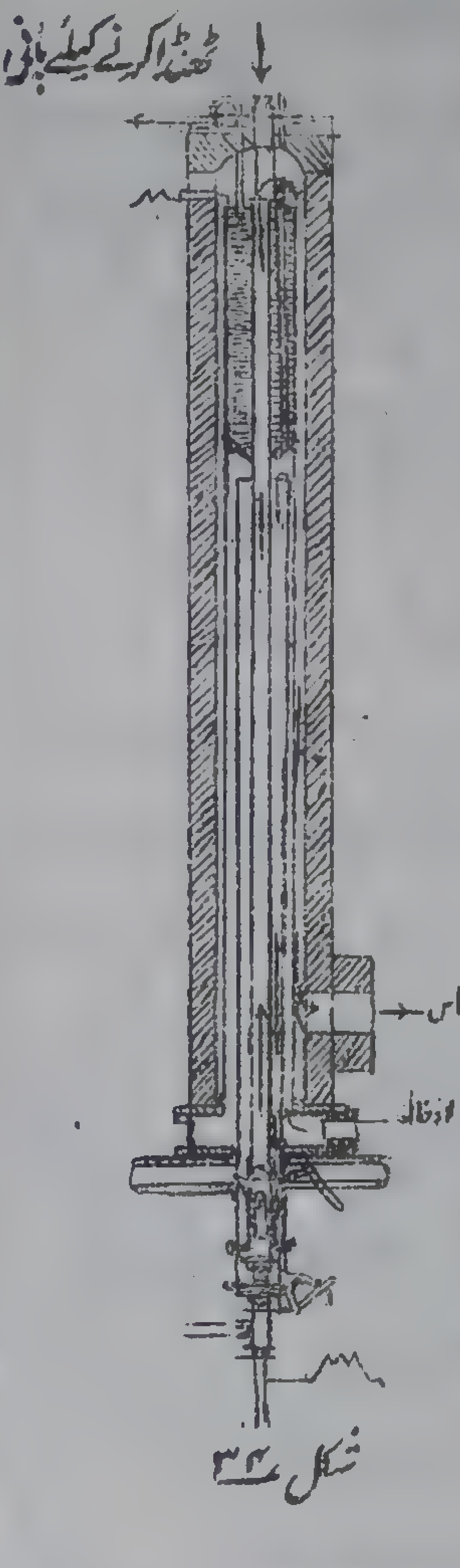
شکل ۳۳

۱ Birkeland-Eyed ۲ Notodden ۳ Norway

جاتی ہے۔ اِس قوسی اُنبھرن کو بڑے بڑے اور طاقتور مقناطیسوں کا اثر، ایک ایسی مدوّر بُرش نما اُنبھرن کی شکل میں پھیلا دیتا ہے کہ اِس کا قُطر کئی فٹ ہو جاتا ہے۔

شکل میں جو خاکہ دکھایا گیا ہے وہ اُس فضاء کی عمودی تراش ہے جس کو اُنبھرن مذکور بھر لیتی ہے۔ اور وسط میں جو چھوٹا سا دائرہ ہے وہ کاربن کی ایک سلاخ کی تراش ہے۔ ہوا شُعلہ میں اِس طرح پہنچائی جاتی ہے کہ اِس کا ہر جُزو گرم شدہ رقبہ کے کم از کم کچھ حِصّہ میں سے ضرور گزرے۔ خاکہ میں اِس کی تدبیر بھی دکھا دی گئی ہے۔

حاصل تقریباً ۷۰ گیلن نائٹرک تُرشہ فی کِلوواٹ[۱] ساعت۔ اور بچت ۰۰۰،۰۳ مارک (۱۹۱۱ء)۔



شکل ۳۴

بادیش[۲] کا قاعدہ :-

ناروے[۳] کے ان ہی کارخانوں میں جن کا ذکر تقریر بالا میں گزرا ہے بادیش کے قاعدے سے بھی استفادہ کیا جاتا ہے۔ اِس قاعدہ میں جو آلہ استعمال ہوتا ہے اُس کا خاکہ شکل ۳۴ میں دکھایا گیا ہے۔ اِس میں برقی انبھرن ایک نلی میں سے گزرتی ہے جو ۲۰ فٹ سے کچھ زیادہ لمبی ہوتی ہے۔ جب ہوا نلی میں سے گزرتی ہے تو نلی کے اندر چکر کھاتی ہوئی جاتی ہے۔ اور اِس طرح اُس کا ہر حِصّہ برقی انبھرن کے زیرِ اثر آجاتا ہے۔

پالنگ[۴] کا طریقہ

جرمنی اور بعض دیگر ممالک میں پالنگ کا طریقہ رائج ہے۔ اِس طریقہ میں ہوا کو برقی اُنبھرن کے حیز میں آنے سے پہلے گرم کر لیا جاتا ہے۔ اور برقی اُنبھرن کی ترتیب متذکرہ بالا قاعدوں سے مختلف ہوتی ہے۔

[۱] Kilowatt [۲] Badische [۳] Norway [۴] Pauling

نائٹرک ترشہ کی تیاری کے علاوہ بعض اور تعامل بھی ہیں جن میں ہوائی نائٹروجن کی تثبیت ہوتی ہے۔ چنانچہ ایک تعامل کا ذکر تو نائٹروجن کے ضمن میں ہو چکا ہے اور دوسرے کا ذکر سایناما ئیڈ (Cyanamide) کی بحث میں آئیگا۔

نائٹرک ترشہ کے آکسیڈائیزنگ[1] عمل

۱۔ عناصر کا آکسیڈیشن[2]

جب نائٹرک (Nitric) ترشہ کسی چیز کو اپنی آکسیجن دیتا ہے تو وہ خود تحویل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے ذیل کی تقریروں میں حسب موقع کہیں تو اِس کا آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عمل مدِ نظر ہوگا اور کہیں اِس کی اپنی تحویل پیشِ نظر ہوگی۔

(۱) ہائیڈروجن کا آکسیڈیشن:۔

دھاتوں کے اُس سلسلہ[3] پر غور کرو جو دھاتوں کی قوت محرکۂ برق کے اعتبار سے مرتب ہوتا ہے۔ اِس سلسلہ میں جو دھاتیں ہائیڈروجن پر مقدم ہیں وہ دیگر ترشوں کی طرح نائٹرک ترشہ کی ہائیڈروجن کو بھی ہٹا دیتی ہیں۔ پھر وہ دھاتیں جو جست کی بہ نسبت زیادہ عامل ہیں جب وہ استعمال کی جاتی ہیں تو اِس ہائیڈروجن کا بہت سا حصہ ضمنی تعامل سے بچ جاتا ہے اور آزادی اختیار کر لیتا ہے۔ لیکن جب ہم جست سے کام لیتے ہیں یا اُن دھاتوں میں سے کوئی دھات استعمال کرتے ہیں جو سلسلہ میں جست پر مؤخر ہیں تو زاید نائٹرک ترشہ

[1] Oxidising

[2] Oxidation [3] دیکھو جلد دوم

اپنے تعامل سے بیشتر یا سب کی سب ہائیڈروجن کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتا ہے اور خود تحویل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ جست اور بہت ہلکائے نائیٹرک تُرشہ کا حاصل زنک نائیٹریٹ (Zinc nitrate) کے علاوہ تقریباً سب کا سب امونیا (Ammonia) پر مشتمل ہوتا ہے:-

$$4Zn + 8HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + (8H) \quad (۱)$$

$$(8H) + HNO_3 \rightarrow NH_3 + 3H_2O \quad (۲)$$

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \quad (۳)$$

$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

امونیا زاید نائیٹرک تُرشہ کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) بنا دیتی ہے۔

(ب) ثقیل دھاتیں :-

کمتر عامل دھاتیں، مثلاً تانبا اور چاندی، دُوسرے ہلکائے تُرشوں سے تو ہائیڈروجن کو خارج نہیں کرتی ہیں لیکن نائیٹرک تُرشہ کو وہ تحویل کر دیتی ہیں اور خود نائیٹریٹس[۱] (Nitrates) میں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ صرف سونا اور پلاٹینم (Platinum) دو دھاتیں ایسی ہیں جن پر نائیٹرک (Nitric) تُرشہ حملہ نہیں کرتا۔ (مقابلہ کرو H_2SO_4 سے)۔ چنانچہ قدرے ہلکائے نائیٹرک تُرشہ اور تانبے کے تعامل سے کیوپرک نائیٹریٹ (Cupric nitrate) اور نائیٹرک آکسائیڈ پیدا ہوتے ہیں۔

اِس تعامل کی مساوات بنانے کے لئے ہم اِس تدبیر سے کام لے سکتے ہیں کہ تُرشہ کی بجائے اُس کا ابن تُرشہ نگاہ میں رہے اور یہ تدبیر ایسی مفید ہے کہ جہاں کہیں کوئی آکسی (Oxy) تُرشہ تحویل ہو کر کوئی آکسائیڈ (Oxide) پیدا کرتا ہے، بخوبی کارگر ہو سکتی ہے۔ اِس

[۱] "س" جمع کی علامت ہے۔

اعتبار سے ہم نائٹرک ترشہ کے ضابطہ کو پانی اور نائٹرک ترشہ کے این ترشہ کے ضابطوں میں تحلیل کر لیتے ہیں۔ پس اس صورت میں ضابطہ کی شکل $(2HNO_3=)H_2O,N_2O_5$ ہوگی۔ اس ضابطہ سے بخوبی معلوم ہوسکتا ہے کہ ترشہ کے دو سالموں سے NO کے دو سالمے حاصل ہونگے اور ۳O باقی رہ جائینگے۔ بناء بریں

$$2HNO_3(=H_2O,N_2O_5 \rightarrow H_2O+2NO+(3O) \quad (1)$$

$$(3O)+6HNO_3+3Cu \rightarrow 3H_2O+3Cu(NO_3)_2 \quad (2)$$

$$8HNO_3+3Cu \rightarrow 4H_2O+2NO+3Cu(NO_3)_2$$

یہ نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) بے رنگ گیس کی شکل میں آزاد ہوتا ہے۔ لیکن جب ہوا کی آکسیجن سے ملتا ہے تو فوراً بھورے بھورے ٹیٹرآکسائیڈ (Tetroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

جب تانبے کے ساتھ مرتکسز نائٹرک ترشہ استعمال کیا جاتا ہے تو نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بنتا ہے جو تقریباً سب کا سب خالص ہوتا ہے:۔

$$2HNO_3(=H_2O,N_2O_5) \rightarrow H_2O+2NO_2+(O) \quad (1)$$

$$(O)+2HNO_3+Cu \rightarrow H_2O+Cu(NO_3)_2 \quad (2)$$

$$4HNO_3+Cu \rightarrow 2H_2O+2NO_2+Cu(NO_3)_2$$

اس قسم کے تعاملوں کو تعبیر کرنے کے لئے جن کا ہم نے تقریر بالا میں ذکر کیا ہے، مساواتیں کئی طرح کی جزئی مساواتوں سے تعمیر کی جا سکتی ہیں۔ مثلاً دھات کے نائٹریٹ (Nitrate) کی پیدائش سے اس تعمیر کی ابتدا ہو سکتی ہے۔ اور پھر جزءِ مستھنی کو، جو ہائیڈروجن پر مشتمل ہے، نائٹرک ترشہ کے اَور سالمات کے ساتھ لے کر پانی اور نائٹروجن کا آکسائیڈ (Oxide)

حاصل کر سکتے ہیں :۔

$$Cu + 2HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + (2H)$$

$$(2H) + 2HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 2NO_2$$

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

یہاں اس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ یہ محض حسابی تقسیم ہے۔ اِس طریقِ عمل سے یہ مفہوم نہ ہونا چاہیئے کہ تانبا فی الواقع ہائیڈروجن کو آزاد عنصر کی حیثیت میں خارج کرتا ہے۔ لیکن اگر واقعات کی یہی صورت فرض کرلی جائے تو اس حالت میں بھی کچھ ضرور نہیں کہ یہ تصور محض غلط ہو سر اس میں شک نہیں کہ تانبا کسی ہلکائے ترشے سے ہائیڈروجن کی کوئی قابلِ لحاظ مقدار آزاد کر دینے پر قادر نہیں لیکن اِس پر بھی یہ امر مان لینا پڑتا ہے کہ وہ ہائیڈروجن کے خفیف خفیف سے شائبے ترشوں سے ضرور آزاد کرتا ہے۔

$$Cu + 2HNO_3 \rightleftharpoons Cu(NO_3)_2 + H_2$$

یا آئیونک (Ionic) نظریہ کے اعتبار سے :۔

$$Cu + 2\overset{+}{H} \rightleftharpoons \overset{++}{Cu} + H_2,$$

اور چونکہ متعاکس عمل بہت زیادہ طاقتور ہے اس لئے عملِ مذکور کے تسلسل میں روک پیدا ہو جاتی ہے۔ اور ہائیڈروجن کی مقدار بڑھنے نہیں پاتی۔ صرف شائبوں کی حد تک پہنچ کر رہ جاتی ہے۔

اگر واقعات کا تصور اس اعتبار پر مبنی ہو تو پھر متعاکس عمل سے تانبے کی ترتیب ہونا چاہیئے۔ اور وہ محسوس نہیں ہوتی۔ اِس واقعہ کی توجیہ اِس اعتبار کے رُو سے یہ ہے کہ آزاد ہائیڈروجن کے شائبوں کو زاید نائٹرک ترشہ

آکسیڈائیز (Oxidise) کرتا جاتا ہے اور اِس طرح متعاکس عمل کے حدوث کا امکان فنا ہوتا رہتا ہے۔

نائیٹرک تُرشہ کے آکسیڈائیزنگ عمل کی پیچیدگیاں:۔

اُوپر کی تقریروں میں جو تعامل بیان ہوئے ہیں اُن سے معلوم ہو سکتا ہے کہ نائیٹرک تُرشہ اور دھاتوں کے تعامل کے کیا کیا اصناف ہیں۔لیکن واقعی تجربوں میں اِن تعاملوں کو وہ سادگی حاصل نہیں ہوتی ہے جس پر اِن کی مساواتیں دلالت کر رہی ہیں۔واقعی تجربوں میں نائیٹرک تُرشہ اور دھاتوں کے سلوک میں عموماً پیچیدگیاں پیدا ہو جاتی ہیں۔مثلاً یہ بات ایک قاعدہ کی حیثیت سے بیان کی جا سکتی ہے کہ ابتداء میں تعامل بہت سُست ہوتا ہے اور پھر جُوں جُوں تحویلی حاصلوں کا اجتماع ہوتا جاتا ہے تعامل میں تیزی آتی جاتی ہے۔یعنی تحویلی حاصل حاملانہ عمل کرنے لگتے ہیں۔

علاوہ بریں یہ امر بھی قابلِ لحاظ ہے کہ تعامل کی نوعیت کے مشخص کرنے میں نائیٹرک تُرشہ کے اِرتکاز کو بھی دخل ہے۔چنانچہ ایک ہی دھات، اِس تُرشہ کے اِرتکاز کے اختلافات کے باعث، مختلف نتائج پیدا کرتی ہے۔قاری کو یہ بات یاد رکھنا چاہیئے کہ ہلکائے تُرشہ کے تعامل سے ہمیشہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) پیدا ہوتا ہے۔اور مُرتکز تُرشہ ہمیشہ نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) پیدا کرتا ہے۔اِس واقعہ کی توجیہ یوں ہو سکتی ہے کہ جس مائع میں بہت سا پانی موجود ہو اُس میں سے نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بلا تغیر نہیں گزر سکتا ہے۔کیونکہ پانی کے ساتھ وہ تعامل کرتا ہے اور نائیٹرک تُرشہ اور نائیٹرک آکسائیڈ بنا دیتا ہے۔اِس لئے ہلکائے نائیٹرک تُرشہ

کے تعامل سے نائیٹرک آکسائیڈ ہی پیدا ہو سکتا ہے۔ اور اگر نائیٹرک ترشہ مرتکز ہو تو جیسا کہ ہم نائیٹرک آکسائیڈ کے ضمن میں بیان کر چکے ہیں اگر نائیٹرک آکسائیڈ کا کوئی شائبہ پیدا ہو بھی جائے تو وہ مرتکز نائیٹرک ترشہ میں سے گزرنے کے دوران میں آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس لئے دھات اور مرتکز نائیٹرک (Nitric) ترشہ کے تعامل سے نائیٹرک آکسائیڈ پیدا نہیں ہوتا۔

اس بحث میں یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ متعامل دھات کا نائیٹریٹ (Nitrate) اگر قیام پذیر ہو تو اس کا نائیٹریٹ ہی بنتا ہے۔ آکسائیڈ (oxide) نہیں بنتا۔

نائیٹرک ترشہ کے جن دو ارتکازوں کا ہم نے ذکر کیا ہے اگر ارتکاز ان کے بین بین ہوں تو ان صورتوں میں مذکورۂ بالا آکسائیڈز (Oxides) کے آمیزے حاصل ہوتے ہیں۔ اور جب ان درمیانی ارتکازوں کے ترشہ کے ساتھ جست استعمال کیا جاتا ہے تو اس صورت میں تو پیدا شدہ گیسوں میں نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) N_2O اور نائیٹروجن کی بھی اچھی خاصی مقداریں موجود ہوتی ہیں۔

(ج) ادھاتوں کا آکسیڈیشن[له]:۔

نائیٹرک ترشہ کے ساتھ دھاتوں کے تعامل سے، ادھاتوں کا تعامل اس اعتبار سے مختلف ہے کہ ان عناصر سے نائیٹریٹ نہیں بنتے۔ مثلاً جب گندک ملا کر نائیٹرک ترشہ کو جوش دیا جاتا ہے تو سلفیورک (Sulphuric) ترشہ پیدا ہوتا ہے اور اس کے ساتھ ساتھ نائیٹرک ترشہ کے حسب ارتکاز (جیسا کہ اوپر بیان ہوا ہے) نائیٹرک آکسائیڈ (مساوات ۳)، یا نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (مساوات ۶)، یا

له Oxidation

دونوں کا آمیزۂ پیدا ہوتا ہے :۔

$$2HNO_3(=H_2O,N_2O_5)\rightarrow 2NO+H_2O+(3O) \quad (۱)$$

$$(3O)+H_2O+S\rightarrow H_2SO_4 \quad (۲)$$

$$2HNO_3+S\rightarrow 2NO+H_2SO_4 \quad (۳)$$

اور

$$3\times[2HNO_3(=H_2O,N_2O_5)\rightarrow 2NO_2+H_2O+O] \quad (۴)$$

$$(3O)+H_2O+S\rightarrow H_2SO_4 \quad (۵)$$

$$6HNO_3+S\rightarrow 6NO_2+2H_2O+H_2SO_4 \quad (۶)$$

اِس مقام پر قاری کو یہ بات نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ ھر تحویلی حاصل کی پیدائش کو تعبیر کرنے کے لئے ایک جُداگانہ مساوات (۳ و ۶) مرتب کرنے کی ضرورت ہے ۔ اگر NO اور NO_2 دونوں پیدا ہوتے ہوں تو ظاہر ہے کہ وہ نائیٹرک ترشہ کے ایک ہی سالمہ سے پیدا نہیں ہو سکتے ۔ اِن کی پیدائش دو تعاملوں کا نتیجہ ہے جو ایک دوسرے پر موقوف نہیں ہوتے ۔ یہ اَور بات ہے کہ وہ دونوں ایک ہی برتن اور ایک ہی وقت میں حادث ہو رہے ہوتے ہیں ۔ اِس لئے اِن کی پیدائش کو ایک ہی مساوات سے تعبیر کرنا صحیح نہیں۔ مثلاً مساوات

$$2HNO_3+C\rightarrow H_2O+CO_2+NO+NO_2$$

واقعات کی محض غلط تعبیر ہے ۔ چنانچہ اِس مساوات کے مفہوم میں یہ بات بھی مضمر ہے کہ نائیٹروجن کے آکسائیڈز (Oxides) اسکی مساوی السالمات مقداریں پیدا ہوتی ہیں ۔ اور واقعہ یہ ہے کہ یہ صورت محض بخت و اتفاق سے پیدا ہو سکتی ہے ۔ پھر اِس حال میں بھی اِس صورت کا برقرار رہنا ممکن نہیں ۔ چنانچہ ایک ہی لحظہ

کے بعد نائیٹرک تُرشہ کے ارتکاز میں کمی کا پیدا ہو جانا لازمی ہے اور جب یہ حال ہو تو ظاہر ہے کہ آکسائیڈز (Oxides) مذکورہ کے سالمات کی تعدادوں کا تعادل ٹوٹ جانا چاہیئے۔ کیونکہ نائیٹرک تُرشہ کا گھٹا ہوا ارتکاز نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کی پیدائش کا زیادہ موید ہے۔

۲- مرکبات کا آکسیڈیشن

ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide)، ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ (Hydrogen iodide) اور سلفرس (Sulphurous) تُرشہ کے یہ مرکب جو بآسانی آکسیڈائیز (Oxidise) ہو جاتے ہیں، نائیٹرک تُرشہ کے ساتھ بخوبی تعامل کرتے ہیں۔ اگر نائیٹرک تُرشہ ہلکایا ہو تو مرکبات مذکورہ کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے علی الترتیب آزاد گندک، آزاد آئیوڈین (Iodine) اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ پیدا ہوتے ہیں۔

ماءالملوک :-

نائیٹرک (Nitric) تُرشہ اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کا آمیزہ ماء الملوک کے نام سے مشہور ہے۔ اِس میں ہائیڈروکلورک تُرشہ کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے کلورین (chlorine) آزاد ہوتی ہے۔

$$Cl-H + H-O-\overset{\overset{O}{\|}}{N}=O + 2HCl \rightarrow 2H_2O + Cl_2 + Cl-NO.$$

اور نائیٹروسل کلورائیڈ (NOCl(Nitrosyl chloride) بھی بنتا

ہے۔ اِس طرح، اِس مایع میں کئی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل موجود ہو جاتے ہیں۔ مثلاً نائیٹرک (Nitric) ترشہ، ہائپوکلورس (Hypochlorous) ترشہ ($Cl_2 + H_2O$ سے) اور کچھ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ بھی۔

یہ مایع، تشریح میں بہ کثرت استعمال ہوتا ہے۔ مثلاً گندک (معدنیات وغیرہ میں کی) اِس سے آکسیڈائیز (Oxidise) کی جاتی ہے اور اِس طرح جو سلفیورک (Sulphuric) ترشہ بن جاتا ہے اُس کی، حسبِ قاعدہ، تخمین کر لی جاتی ہے۔

ماءالملوک کی وجہِ تسمیہ یہ ہے کہ یہ مایع "شریف" دھاتوں، یعنی سونے اور پلاٹینم (Platinum)، کو حل پذیر مرکبات میں تبدیل کر دیتا ہے اور یہ دھاتیں سب دھاتوں میں شاہ دھاتیں سمجھی جاتی ہیں۔ یہ قابلیت اِس مایع میں آزاد کلورین کی وجہ سے پیدا ہوتی ہے۔ کلورین، ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کی موجودگی میں سونے اور پلاٹینم کے ساتھ ترکیب کھا کر اُن کو پیچیدہ آئیونز (Ions) بنا دیتی ہے۔ اور یہ آئیونز (Ions) نہایت درجہ قیام پذیر ہیں۔ چنانچہ سونے سے پیچیدہ آئیون $AuCl_4^-$ (Ion) {دیکھو کلورآرک (Chloraurić) ترشہ $HAuCl_4$} پیدا ہوتا ہے۔ اور پلاٹینم سے $PtCl_6$ بنتا ہے جو کلوروپلاٹینک (Chloroplatinic) ترشہ H_2PtCl_6 کا منفی آئیون (Ion) ہے:۔

$$2HCl + 2Cl_2 + Pt \rightarrow H_2PtCl_6$$

لیکن یہاں ہمیں آزاد کلورین (Chlorine) سے چنداں بحث نہیں۔ اصلی بحث کلورائیڈ آئیون (Chloride-ion) سے ہے۔ اِس لئے مندرجہ ذیل مساواتیں تعاملِ مذکور کو زیادہ تعیین کے ساتھ تعبیر کر سکتی ہیں:۔

$$4\times[4\overset{+}{H}+N\overset{-}{O}_3 \rightleftharpoons NO+2H_2O+3\oplus] \quad (۱)$$

$$3\times[Pt+4\oplus \rightleftharpoons Pt^{++++}] \quad (۲)$$

$$3\times[Pt^{++++}+6\overset{-}{Cl} \rightleftharpoons PtCl_6^{=}] \quad (۳)$$

$$16\overset{+}{H}+4N\overset{-}{O}_3+3Pt+18\overset{-}{Cl} \rightleftharpoons 8H_2O+4NO+3PtCl_6^{=}$$

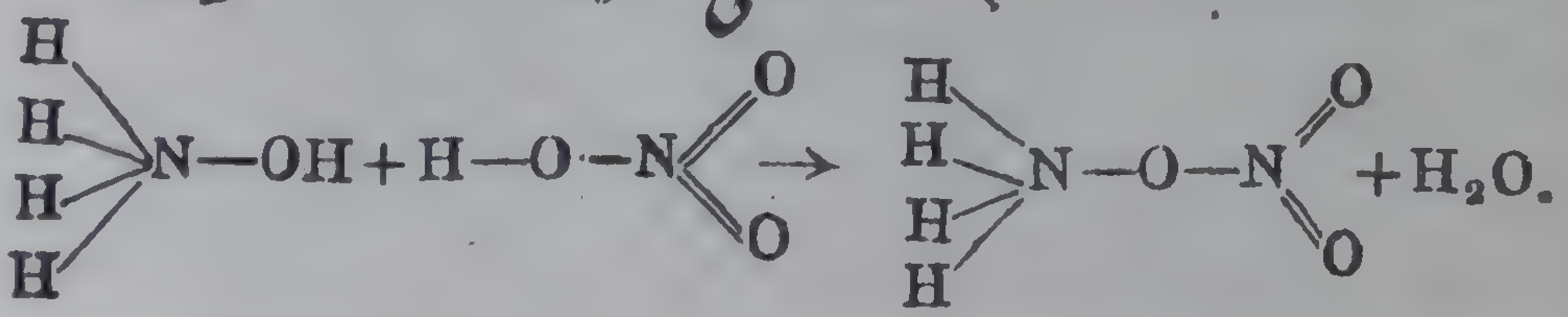
مرکیورک سلفائیڈ (Murcuric sulphide) HgS کے ساتھ ماءالملوک اِس لئے تعامل کرتا ہے کہ مرکیورک کلورائیڈ (Mercuric chloride) ایک ایسا مرکب ہے جو بہت خفیف سا آئیونائیز (Ionise) ہوتا ہے۔ اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کی موجودگی میں تو اُس کی ذاتی طور پر آئیونائیز (Ionise) ہونے کی قابلیت اَور بھی گھٹ جاتی ہے کیونکہ ہائیڈروکلورک ترشہ کے ساتھ وہ ترکیب کھا جاتا ہے۔

نائٹرک ترشہ کا ترسیمی ضابطہ

اور

دھماکو اشیاء

مندرجہ ذیل مساوات میں نائٹرک ترشہ اور امونیم نائٹریٹ (Ammonium nitrate) کے ترسیمی ضابطے دکھائے گئے ہیں:-



امونیئم نائٹریٹ کا ترسیمی ضابطہ اِس مقام پر اِس بات کی توضیح کے لئے درج کر دیا گیا ہے کہ ترسیمی ضابطہ میں اگر آکسیجن اور ہائیڈروجن کو ایک دوسرے سے علیحدہ علیحدہ اور نائٹروجن کے الگ الگ جوہروں سے وابستہ دکھایا جائے تو اِس نمک کی وجود پذیری کی توجیہ ہو سکتی ہے - حرارت پہنچانے سے اِس نظام کا تعادل بگڑ جاتا ہے - اِس لئے آکسیجن اور ہائیڈروجن نظامِ مذکور سے چھوٹ کر باہم دگر ترکیب کھا لیتے ہیں جس سے پانی بن جاتا ہے جو مقابلۃً بہت زیادہ قیام پذیر ترتیب ہے - اور نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) بھاپ کے ساتھ ساتھ نکل جاتا ہے -

نائٹروگلسرین (Nitroglycerine) اور دھماکو روئی کے اور نیز امونیئم نائٹرائیٹ (Ammonium nitrite) کے کیمیائی سلوک کی بھی اسی طرح توضیح کی جا سکتی ہے - یہ چیزیں اُس قسم کے تعاملوں سے تیار کی جاتی ہیں جو تعدیلِ مذکورۂ بالا کی طرح سردی کی حالت میں حادث ہوتے ہیں - اِس حالت میں اِس قسم کے گروہ جن میں ایک طرف آکسیجن اور دوسری طرف کاربن اور ہائیڈروجن ہوتے ہیں چپ چاپ امتزاج پا جاتے ہیں - مثلاً نائٹروگلسرین کی تشکیل کا انداز حسبِ ذیل متصور ہے :-

$$
\begin{array}{c}
\mathrm{H} \\
| \\
\mathrm{H-C-OH} \\
| \\
\mathrm{H-C-OH} \\
| \\
\mathrm{H-C-OH} \\
| \\
\mathrm{H}
\end{array}
+
\begin{array}{c}
\mathrm{HO-NO_2} \\
\mathrm{HO-NO_2} \\
\mathrm{HO-NO_2}
\end{array}
\longrightarrow
\begin{array}{c}
\mathrm{H} \\
| \\
\mathrm{H-C-O-NO_2} \\
| \\
\mathrm{H-C-O-NO_2} \\
| \\
\mathrm{H-C-O-NO_2} \\
| \\
\mathrm{H}
\end{array}
+ 3H_2O.
$$

جب نائٹروگلسرین (Nitroglycerine) گرم کی جاتی ہے یا اُسے کوئی احتیالی صدمہ پہنچتا ہے تو اُس کی آکسیجن اُس کے کاربن اور ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے اور نائٹروجن آزاد

ہو جاتی ہے:۔

$$4C_3H_5(ONO_2)_3 \rightarrow 12CO_2 + 10H_2O + 6N_2 + O_2$$

نائیٹرو گلسرین (Nitroglycerine)، گندک کی معمولی باُرود سے زیادہ حسّاس ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ نائیٹرو گلسرین میں دھماکا پیدا کرنے والے کیمیائی تغیر کے لئے جن مادّوں کی ضرورت ہے وہ پہلے ہی سے ایک سالمہ کے اندر موجود ہیں۔ اور گندک کی باُرود کا یہ حال ہے کہ وہ آمیزہ ہے اور اُس میں متعامل مادّے جُداگانہ سالمات میں ہیں۔ باُرود کے اجزاء خواہ کتنے ہی احتیاط سے کیوں نہ ملائے جائیں پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) کی آکسیجن، احتیاطاً مِلائے ہوئے کاربن سے، یکسر اِتنی قریب نہیں ہو سکتی جتنی وہ نائیٹرو گلسرین (Nitroglycerine) یا دھماکو رُوئی[1] میں کاربن کے قریب ہے۔

ہائیڈرزوئک (Hydrazoic) تُرشہ اور نائیٹروجن آئیوڈائیڈ (Nitrogen iodide) کی سی چیزوں کے متعلق یہ گمان ہو سکتا ہے کہ اِن سے دھماکو اشیاء کی ایک تیسری قسم قائم ہوتی ہے۔ کیونکہ اِن میں تغیر کی ماہیت یہ ہے کہ مرکب محض اپنے اجزائے ترکیبی میں تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن اگر مثلاً ہائیڈرزوئک (Hydrazoic) تُرشہ کے متعلق ہم یوں تصور کرلیں کہ

$$2N_3H \rightarrow 3N_2 \times H_2$$

تو یہاں بھی آخرکار، تحلیل کے ساتھ ساتھ امتزاجی تعامل موجود ہیں۔ یعنی اجزائے ترکیبی، ترکیب کھا کر پہلے سے زیادہ قیام پذیر اجتماع N_2 اور H_2 پیدا کرتے ہیں۔ اِس لئے اِس قسم کے مادّوں کا دھماکا، اصولاً نائیٹرو گلسرین (Nitroglycerine) کے دھماکے کا مماثل ہے۔

---

[1] Gun cotton

بے دُود بارُود اور ڈائیناٹا مائیٹ[1]:-

خشک دھماکو رُوئی کو جب آگ لگائی جاتی ہے تو وہ صرف تیز تیز جل کر رہ جاتی ہے۔ اور اِس سے کوئی دھماکا پیدا نہیں ہوتا۔ بات یہ ہے، دھماکو روئی خشک ہو یا تر، ہر حال میں اِس سے دھماکا صرف اُس صورت میں حادث ہوتا ہے جب کہ اِسے کوئی ایسا مناسب صدمہ پہنچے جیسا کہ مرکری فلمینیٹ (Mercury fulminate) $Hg(ONC)_2$ سے پیدا ہوتا ہے۔ چنانچہ اِسی غرض سے پارے کا یہ مرکب متصادم ٹوپیوں میں استعمال کیا جاتا ہے۔

دھماکو رُوئی خالص شکل میں، صرف تارپیڈو[2] میں، یا تحت البحر سرنگوں میں، استعمال کی جاتی ہے۔ نائیٹروگلسرین (Nitroglycerine) کی طرح یہ بھی نہایت تیزی سے دھماکتی ہے اور اِس کا دھماکا ایسا زور کا ہوتا ہے کہ اگر بندوق میں استعمال کی جائے تو بندوق پھٹ جائے اور اگر معدنی کوئلے یا دیگر معدنیات کی کانوں کو اُڑانے کے لئے کام میں لائی جائے تو کوئلے اور معدنیات چُورا چُورا ہو جائیں۔

دھماکو رُوئی اور نائیٹروگلسرین (Nitroglycerine)، دونوں میں سے کوئی ایک بھی ایسی نہیں کہ اُس کے "دھماکے کا زور صرف نیچے کے رُخ" ہوتا ہو۔ چنانچہ دھماکا ہوا کو بھی ویسی ہی تُندی کے ساتھ صدمہ پہنچاتا ہے جیسے کہ زمین اور دیگر ارضی چیزوں کو۔ فرق صرف اِتنا ہے کہ ہوا پر جو اثر ہوتا ہے وہ نظر انداز ہو جاتا ہے کیونکہ وہ دائمی نہیں ہوتا۔ اور جب چٹانیں یا فولادی چادریں اِس کے صدمہ سے ٹکڑے ٹکڑے ہو جاتی ہیں تو اُن پر اِس کا اثر

---

[1] Dynamite

[2] Torpedo

ہر کسی کو اور ہمیشہ محسوس ہو سکتا ہے۔

کارڈائیٹ[1] :-

ایک قسم کی بے دُود بارُود ۶۵ حصّہ دھماکو رُوئی ۳۰ حصّہ نائٹرو گلسرین (Nitroglycerine) اور ۵ حصّہ ویزلین (Vaseline) کو ایسیٹون (Acetone) میں حل کر کے بنائی جاتی ہے۔ اِن چیزوں کے ملانے سے لئی سی بن جاتی ہے۔ یہ لئی بیلنوں سے بیلی جاتی ہے اور پھر چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں میں کاٹ لی جاتی ہے۔ جب اِس میں سے ایسیٹون (Acetone) تبخیر ہو جاتا ہے تو خُملدار ٹھوس مادّہ باقی رہتا ہے۔ اِسے کارڈائیٹ (Cordite) کہتے ہیں۔

یہ دھماکو چیزیں جن کا ذکر کیا گیا ہے بے دُود بارُود ہیں۔ اِن کے بے دُود ہونے کی وجہ یہ ہے کہ جب یہ چیزیں تحلیل ہوتی ہیں تو اِن کی تحلیل سے گندک کی بارُود کی طرح ٹھوس مادّے پیدا نہیں ہوتے بلکہ جیسا کہ مساواتوں سے ظاہر ہے صرف گیسی مادّے پیدا ہوتے ہیں۔

کارڈائیٹ (Cordite) کی طرح اَور کئی شکلوں کا ڈائینامائیٹ (Dynamite) بنایا جاتا ہے۔ صرف اتنا فرق ہے کہ اَور شکلوں کے ڈائینامائیٹ میں سوڈیئم (Sodium) یا امونیئم (Ammonium) کا نائٹریٹ (Nitrate) اور آرہ کا برادہ یا آٹا ملایا جاتا ہے تا کہ دھماکے کی رفتار قابو میں رہے اور معدنی کوئلہ یا کوئی اَور معدنی چیز جس کے نکالنے کے لئے اُس کا استعمال مقصود ہے، ٹوٹ پھوٹ کر ریزہ ریزہ نہ ہو جائے۔

سیلولوئڈ

سیلولوئڈ[2] :-

---

[1] Cordite [2] Celluloid

وہ دھماکو رُوئی جو نائیٹرک ترشہ کے تعامل سے صرف نامکمل طور پر "نائیٹریٹڈ" (Nitrated) ہو جب کافور اور تھوڑا سا الکوہل (Alcohol) ملا کر بیلنوں میں بیلی جاتی ہے تو اُس سے لزج سا محلول بن جاتا ہے ۔ پھر اُس میں سے جب الکوہل تبخیر ہو جاتا ہے تو ایک شفّاف بے رنگ چیز باقی رہتی ہے جو خمیرہ کی شکل پر ہوتی ہے ۔ اِسے سیلولوئڈ (Celluloid) کہتے ہیں ۔ اِس خمیرہ کو جب کہ وہ مرطوب ہو بیلن سے بیل بیل کر باریک کاغذ کے سے تختے بنا لئے جاتے ہیں ۔ پھر اِن تختوں سے عکّاسی (فوٹو گرافی) کی جھلیاں تیار ہوتی ہیں ۔ خمیرہ میں رنگ اور بادا ملا کر اور پھر اِسے قالبوں میں رکھ رکھ کر اِس سے سیاہ کنگھے، بُرشوں کے دستے، چاقوؤں کے سفید دستے، وغیرہ بھی بنائے جاتے ہیں ۔

کولوڈیئن[1] :-

کولوڈیئن (Collodion) بھی اُسی دھماکو رُوئی کا محلول ہے جس کا ذکر اُوپر کی تقریر میں آیا ہے ۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ یہ محلول، ایسیٹون (Acetone) کی بجائے الکوہل (Alcohol) اور ایتھر (Ether) کے آمیزہ میں تیار کیا جاتا ہے ۔ جب کولوڈیئن، فولادی سانچوں میں دبا کر نہایت باریک باریک سُوراخوں میں سے سوئیوں کی طرح نکالا جاتا ہے تو باریک باریک سُوت کی شکل میں نکلتا ہے ۔ یہ سُوت سُوراخوں سے نکلتے ہی خشک ہو جاتا ہے اور چرخیوں پر لپیٹا جا سکتا ہے ۔ جب اِس سُوت کو کسی قلی میں ڈالتے ہیں تو قلی اِسے ڈینائیٹریٹ[2] کر دیتی ہے ۔ اور پھر وُہی ابتدائی رُوئی کی ماہیت عود کر آتی ہے ۔ اب اِس تعامل کے بعد جو کچھ حاصل ہوتا ہے وہ ایک طرح کا مصنوعی ریشم ہے ۔ اِس میں کم از کم اِتنی چمک اور شوخی ضرور موجود ہوتی ہے

---

[1] Collodion

[2] Dinitrate

جتنی کہ اصلی ریشم[1] میں پائی جاتی ہے - اور جو رنگ رنگنا چاہیں وہ قبول کر لیتا ہے -

مشقیں

۱- سوڈیئم نائیٹریٹ (Sodium nitrate) میں نائیٹریٹ کو تشخیص کرنے کے لئے جب فیرس کلورائیڈ (Ferrous chloride) اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے تو ان چیزوں میں کیا کیا تعامل ہوتے ہیں ؟ ہر تعامل کے لئے مساوات مرتب کرو -

۲ - ایک سالمی وزن بھر نائیٹرک تُرشہ سے کتنے حجم (۰° اور ۷۶۰ مم) کا NO حاصل ہو سکتا ہے ؟

۳ - کیا تم مندرجہ ذیل مرکبات کو سالمی مرکبات پر محمول کر سکتے ہو ؟ اپنے جواب کی صحت کے ثبوت میں دلائل بھی بیان کرو:-

۱- امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) -

۲- سلفرس (Sulphurous) تُرشہ -

۳- سوڈیئم ٹیٹرا سلفائیڈ (Sodium Tetrasulphide) -

۴ - ۷۰° پر نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) میں سالمات NO_2 اور N_2O_4 کا کیا تناسب ہوتا ہے ؟ اسی تپش پر یہ بھی معلوم کرو کہ وزناً کُل گیس کا کتنا حصّہ NO_2 کی شکل میں پایا جاتا ہے -

۵ - نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کی تحلیل سے نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور آکسیجن حاصل ہوتے ہیں - اِس تعامل کے لئے مساوات ترتیب دو - اور پھر یہ بھی معلوم کرو کہ ان تینوں گیسوں کے اضافی حجم کیا ہیں -

[1] ریشم ایک طرح کا پروٹین (Protein) ہے جسے کیمیائے رُوئی سے کوئی تعلق نہیں -

۶ ۔ جست اور نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کے تعامل سے نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کی پیدائش دکھانے کے لئے مساوات مرتب کرو ۔

۷ ۔ کاربن اور نائیٹرک تُرشہ کے تعامل سے نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کی پیدائش دکھانے کے لئے ایسی مساواتیں ترتیب دو کہ بالکل صحیح ہوں ۔

۸ ۔ نائیٹرک تُرشہ کے لئے جو ترسیمی ضابطہ تجویز کیا گیا ہے اُس کی صحت پر دلائل بیان کرو ۔

۹ ۔ N_2O_4 اور پانی کے تعامل کو مساوات سے تعبیر کرو ۔

۱۰ ۔ نائیٹریٹس[1] (Nitrates) تین طرح پر تحلیل ہوتے ہیں ۔ اِن میں سے ہر انداز کی تحلیل سے بحث کرو اور ہر انداز کی تعبیر کے لئے ایک ایک مساوات لکھو ۔

۱۱ ۔ جست اور ہلکائے نائیٹرک تُرشہ کے تعامل سے جو امونیا پیدا ہوتی ہے اُس کو آزادی کیوں نصیب نہیں ہوتی؟ تم کس طرح ثابت کروگے کہ وہ پیدا بھی ہوتی ہے یا نہیں ؟

۱۲ ۔ نائیٹرک تُرشہ تانبے اور گندک کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتا ہے ۔ اِن تعاملوں کو تعبیر کرنے کے لئے مساواتیں تیار کرو ۔ اور یہ بھی بتاؤ کہ اِن مساواتوں کی تیاری میں تم کون کون سا قاعدہ استعمال کروگے ۔

---

[1] "س" جمع کی علامت ہے ۔

آٹھویں فصل

کرۂ ہوائی

اور

ہیلیئم[ا] کا خاندان

علمی تجربوں میں یہ واقعہ تم نے بہ کثرت دیکھا ہوگا کہ کسی مخصوص سطح پر ہوا کا جتنا دباؤ پڑتا ہے اِس کا مقابلہ کرنے کے لیئے پارے کا ایک ایسا اُستوانہ درکار ہے جس کی تراشِ عمودی کا رقبہ اُتنا ہی ہو جتنا کہ اُس سطحِ مخصوص کا رقبہ ہے اور بلندی ۷۶۰ ممر ہو۔ فرض کرو کہ ہوا کے ایک انتصابی اُستوانہ کی تراشِ عمودی امربع سمر ہے اور وہ سطحِ زمین سے لے کر بلندی میں اُس مقام تک چلا گیا ہے جو ہوا کے پھیلاؤ کی آخری سرحد ہے۔ ہوا کے اِس اُستوانہ کا دباؤ پارے کے اُس اُستوانہ کے وزن کا مساوی ہوگا جس میں ۷۶ مکعب سمر پارا موجود ہو۔ اب چونکہ ا مکعب سمر پارے کا وزن ۱۳٫۶ گرام ہے اِس لئے جب پارے کا حجم ۷۶ مکعب سمر ہو تو اِس کا وزن ۱۰۳۳٫۶ گرام ہونا چاہیئے۔ بنا بریں یہ عدد اُس دباؤ کو تعبیر کریگا جو ہوا کے وجود سے رُوئے زمین پر فی مربع سمر پڑتا ہے۔

ا Helium

اِس دباؤ کے کسی اثر پر غور کرنے سے اِس کی واقعیت زیادہ واضح اور مبرہن ہو سکتی ہے۔ پانی کو ٹین کے ایک ایسے کمزور سے برتن میں رکھ کر جوش دو جس کا مُنہ بہت تنگ سا ہو۔ دیکھو اِس برتن کے بطن سے تمام ہوا خارج ہو جاتی ہے اور اُس کی جگہ برتن میں بھاپ بھر جاتی ہے۔ اب اِس حال میں کہ جوش جاری ہو برتن کا مُنہ چُست کاگ سے یک بہ یک بند کر دو۔ اور برتن کے نیچے سے مشعل ہٹا لو۔ پھر واقعات پر غور کرو۔ جب بھاپ کا نکاس جاری تھا تو بھاپ کا دباؤ عملاً وُہی تھا جو تجربہ کے وقت کرۂ ہوائی کا دباؤ ہے۔ اِس لئے برتن پر اندر اور باہر کی طرف سے مساوی دباؤ پڑ رہا تھا۔ لیکن جب شُعلہ ہٹا لیا تو بھاپ بستگی میں آکر پانی بن گئی۔ اور اندرونی دباؤ اپنی ابتدائی قیمت کی صرف خفیف سی کسر رہ گیا۔ اور بیرونی دباؤ اب بھی وُہی (یعنی اکرۂ ہوائی) ہے جو پہلے تھا۔ اِس لئے اگر برتن کمزور ہے تو اِس دباؤ کے اثر سے ضرور ہے کہ وہ ٹوٹ جائے۔

کرۂ ہوائی کے اجزاء

ہوا کے اجزاء تین اقسام پر مشتمل ہیں :۔

۱۔ وہ جن کے تناسب تقریباً مستقل ہیں۔ چنانچہ اِس جماعت میں آکسیجن، نائٹروجن اور ہیلیئم (Helium) کے خاندان کی غیر عامل گیسیں، شامل ہیں۔

۲۔ وہ جن کے تناسب تغیر پذیر رہتے ہیں۔ یہ جماعت کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide)، آبی بخار اور گرد و غبار پر مشتمل ہے۔

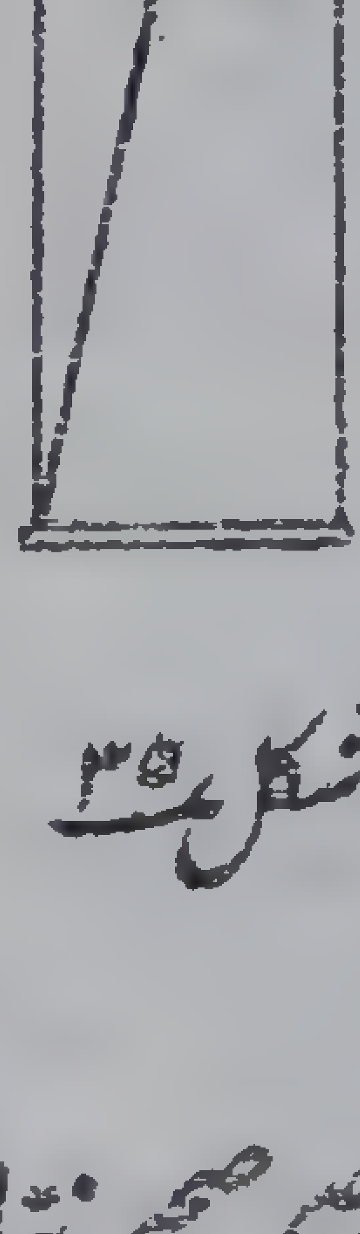
۳۔ وہ جو اتفاقی ہیں۔ مثلاً شہروں کی ہوا میں

سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide)، ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide)، وغیرہ۔

اجزاء جن کا تناسب مستقل ہے:-

ہوا میں جو آکسیجن موجود ہے اُس کی تخمین کے لئے ہم جلتی ہوئی فاسفورس (Phosphorus) سے کام لے سکتے ہیں۔ چنانچہ ظرف کے اندر محدود ہوا میں فاسفورس جلا کر ہم معلوم کر سکتے ہیں کہ کتنی گیس باقی رہ گئی ہے۔ لیکن اس قاعدہ سے تخمین کی اُس نزاکت تک پہنچنا ممکن نہیں جو علمی تخمین کے لئے نہایت ضروری ہے۔

ہاں اگر فاسفورس کے جلی احتراق کی بجائے اُس کے خفی احتراق سے کام لیا جائے تو اِس صورت میں البتہ اچھے خاصے صحیح نتائج مرتب ہو سکتے ہیں۔ اِس مطلب کے لئے فاسفورس کی ڈلی تار کی جالی (شکل ۳۵) میں لپیٹ کر استعمال کی جا سکتی ہے۔ لیکن وہ آکسیجن کو آہستہ آہستہ جذب کرتی ہے۔ اِس لئے بہتر یہ ہے کہ بہت سی فاسفورس باریک تار کی شکل میں استعمال کی جائے۔ اِس صورت میں آکسیجن کے سامنے فاسفورس کی بہت سی سطح آ جاتی ہے اور حیز تعامل وسیع ہو جاتا ہے۔ اِس لئے تجربہ چند ثانیوں میں ختم ہو سکتا ہے۔ اور چونکہ اِتنی خفیف سی مدت میں کُرۂ ہوائی کی تپش اور اُس کے دباؤ کو کسی قابلِ لحاظ تغیر کی مہلت نہیں ملتی اِس لئے یہ قاعدہ اچھے خاصے صحیح نتائج



شکل ۳۵

پیدا کر دیتا ہے۔ تجربہ کے دوران میں فاسفورس کے کئی ایک آکسی (Oxy) ترشے بنتے ہیں۔

ہوا کے مستقل اجزاء کی تخمین میں تانبے سے بھی کام لیا گیا ہے۔ چنانچہ گرم کئے ہوئے تانبے پر جب ہوا گزاری جاتی ہے تو ہوا کی آکسیجن، تانبے کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے جس سے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) بنتا ہے۔ اب اگر تانبے کا وزن معلوم ہے تو کیوپرک آکسائیڈ کے وزن سے آکسیجن کا وزن معلوم ہو سکتا ہے۔ اور ہوا کا جو حصہ تانبے کے تعامل سے بچ گیا ہے وہ نائیٹروجن اور آرگن (Argon) وغیرہ، پر مشتمل ہونا چاہیئے۔ اِس ماںقی کا حجم دریافت کر لینا کچھ مشکل نہیں۔

ہوا کے تجزیہ میں ایک اور قاعدہ سے بھی کام لیا جا سکتا ہے۔ اور یہ قاعدہ گیسوں کے تجزیہ میں بہت عام استعمال ہوتا ہے۔ اِس قاعدہ کی اجمالی سی صورت یہ ہے کہ معلوم حجم کی ہوا، پوٹاسیئم پائیروگیلیٹ (Potassium pyrogallate) کے قلوی محلول میں سے گزاری جائے۔ یہ محلول آکسیجن کو فوراً جذب کر لیتا ہے۔ اور پھر حجم کی کمی سے، صرف شدہ آکسیجن کے حجم پر استدلال ہو سکتا ہے۔

گہری کانوں سے، کوہستانی بلندیوں سے، سطح سمندر سے، اور خطۂ برّی کے اندرونی ممالک سے، ہوا لے کر یہ تجربے کئے گئے ہیں۔ اور ہر حال میں یہی معلوم ہوا ہے کہ ہوا کا جو حصہ باقی رہ جاتا ہے اُس کے ساتھ آکسیجن کا تناسب اچھا خاصا مستقل ہے۔ لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ تناسب میں اختلاف قطعاً نابید ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ تناسب میں اس حد تک کے اختلافات پائے جاتے ہیں کہ وہ بآسانی محسوس ہو سکتے ہیں۔ لیکن یہ اختلافات محض مقامی اثرات کا نتیجہ متصور

ہو سکتے ہیں اور ہماری بحث کرۂ ہوائی کی ہیئتِ مجموعی سے متعلق ہے۔

خشک ہوا میں آکسیجن کا فی صدی تناسب ۲۰٫۲۶ تا ۲۱٫۰۰ کے بین بین ہے۔ اِن میں سے آخری قیمت یعنی ۲۱٫۰۰ ہوا کی طبعی حالت میں آکسیجن کے فی صدی تناسب کو تعبیر کرتی ہے۔

آکسیجن کو نکال لینے کے بعد ہوا کا جو حصّہ باقی رہ جاتا ہے وہ جب اُس گرم کی ہوئی نلی میں آہستہ آہستہ گزارا جاتا ہے جس میں میگنیسیئم (Magnesium) رکھا ہو تو نائیٹروجن اِس دھات کے ساتھ ترکیب کھا کر ٹھوس نائیٹرائیڈ (Nitride) Mg_3N_2 بنا دیتی ہے۔ اور اِس تعامل کے بعد فی لیٹر صرف ۱۰ مکعب سمر گیس باقی رہ جاتی ہے۔ یہ مابقا آرگن (Argon) ہے جس میں جماً ۰٫۱۵ فی صدی ہیلیئم (Helium) کے خاندان کی گیسیں ہوتی ہیں۔

صحیح تخمین سے یہ نتیجہ مرتّب ہُوا ہے کہ خشک ہوا میں ۷۸٫۰۶ فی صدی نائیٹروجن اور ۰٫۹۴ فی صدی آرگن (Argon) پائی جاتی ہے۔

وہ گیسی اجزاء جن کی مقدار متغیر ہے:۔

آبادی سے دُور کی ہوا میں ۳ حصّہ فی ۱۰٫۰۰۰ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) ہوتا ہے۔ شہروں کی ہوا میں یہ گیسی مرکب ۶ تا ۷ حصّہ فی ۱۰٫۰۰۰ پایا جاتا ہے۔ اور ایسے مکانوں میں جو انسانوں سے بھرے ہوئے ہوں اور اُن کی ترویح کا انتظام ناقص ہو اِس کا تناسب ۵۰ حصوں تک

بھی پہنچ جاتا ہے۔

ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا وجود تشخیص کرنے کی آسان تدبیر یہ ہے کہ اُتھلے برتن میں بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول لے کر ہوا میں رکھ دیا جائے تھوڑی سی دیر میں محلول کی سطح پر بیریئم کاربونیٹ (Barium carbonate) کی تہ بن جاتی ہے:-

$$Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 \downarrow + H_2O$$

اِسی تعامل سے کمّی تخمین میں بھی کام لیا جاتا ہے۔ چنانچہ اِس مطلب کے لئے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کے معلوم الارتکاز محلول میں آہستہ آہستہ معلوم الحجم ہوا گزاری جاتی ہے اور تعامل سے بچے ہوئے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کی مقدار بقاعدۂ معایرت معلوم کر لی جاتی ہے۔

ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کئی ماخذوں سے آتا ہے چنانچہ:-

ا- نباتی اور حیوانی مادّہ کے سڑنے سے پیدا ہوتا ہے اور ہوا میں رِل جاتا ہے۔ اِس قسم کے مادّہ کا کاربن بیشتر دقیق نباتی نامیات کی وساطت سے آکسیڈائیز (Oxidise) ہوتا ہے۔

۲- معدنی کوئلے اور لکڑی وغیرہ کے احتراق سے پیدا ہوتا ہے۔ رُوئے زمین پر سالانہ تقریباً ایک ارب تیس کروڑ ٹن[1] کوئلہ جلتا ہے۔ اور اِتنے کوئلے سے جو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بنتا ہے وہ وزناً اِس سے تقریباً تین گُنا ہونا چاہئے۔ لیکن یہ مقدار باایں ہمہ عظمت

---

[1] ٹن Ton

کاربن ڈائی آکسائیڈ کی اُس مقدار کا صرف چھ سواں حصہ ہے جو کرۂ ہوائی میں موجود رہتی ہے۔

۳- حیوانی تنفس سے بھی پیدا ہوتا ہے - یہ اُس کاربن کے آکسیڈیشن کا نتیجہ ہے جو بہ شکلِ غذا حیوانی جسم میں جاتا ہے۔

۴- زمین کے اندر سے بھی نکلتا ہے - چنانچہ آتش فشاں پہاڑوں کی آتش فشانی کے دَوران میں زمین کے اندر سے بہ مقدارِ کثیر آتا ہے - آتش فشاں پہاڑوں کے علاوہ بعض دیگر مقامات پر بھی زمین سے خارج ہوتا ہے۔

یہ تمام ماخذ چونکہ برابر جاری ہیں اِس لئے ضروری ہے کہ ہوا میں اِس گیس کا تناسب آہستہ آہستہ اور مسلسل بڑھتا چلا جائے۔ لیکن دُوسری طرف نباتات کا فعل بھی جاری ہے - چنانچہ نباتات اِس گیس کو ہوا سے ویسے ہی تسلسل کے ساتھ لیتے جاتے ہیں اور اپنی غذا کے طور پر کام میں لاتے ہیں۔

یہ واقعہ بھی لحاظ کے قابل ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) حل پذیر ہے - اِس لئے وہ سمندر کے پانی میں بذاتہ حل شدہ بھی پایا جاتا ہے اور $Ca(HCO_3)_2$ کی شکل میں بھی ملتا ہے - اور ہوا کی بہ نسبت سمندر میں اِس کی مجموعی مقدار بہت زیادہ ہے۔

یہ دونوں باتیں ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کے اجتماع کی مانع ہیں - یعنی اِس کی کچھ مقدار نباتات کی غذا بنتی جاتی ہے اور کچھ مقدار پانی میں حل ہو ہو کر سمندر میں پہنچتی جاتی ہے یا خود سمندر ہی کے پانی میں حل ہوتی جاتی ہے - نتیجہ اِس کا یہ ہے کہ ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کا تناسب اچھا خاصا مستقل رہتا ہے۔

تنفس کی اُس ہوا میں جو پھیپھڑوں سے ہو کر آتی ہے کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی اِس طرح ثابت کی جا سکتی ہے کہ یہ ہوا نلی کے ذریعہ کیلسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Calcium hydroxide) کے محلول یعنی چُونے کے پانی میں پھُونکی جائے - چنانچہ اِس طرح کیلسیئم کاربونیٹ $CaCO_3$ (Calcium Carbonate) کی ترسیب ہوتی ہے :-

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

ہر سانس میں ہم تقریباً ۵۰۰ مکعب سمر ہوا اپنے پھیپھڑوں میں لے جاتے ہیں - یا یوں کہو کہ فی ساعت ½ مکعب میتر ہوا ہمارے پھیپھڑوں میں پہنچتی ہے - پھیپھڑوں میں جا کر ہوا کی کچھ آکسیجن ہمارے جسم میں رہ جاتی ہے - اور اِس ہوا میں آکسیجن کا تناسب ۲۱ سے گھٹ کر ۱۶ پر آ جاتا ہے - اس کے معاوضہ میں ہم اِس ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا کچھ اضافہ کر دیتے ہیں - جس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کا تناسب جو آبادی سے دُور کی ہوا میں ۰٫۰۳ فی صدی ہے تنفس کی ہوا میں ۴ فی صدی تک پہنچ جاتا ہے - یہ ہوا بتّی کے شُعلہ کو گُل کر دیتی ہے جس کی وجہ یہ ہے کہ اِس قسم کے شُعلہ کو قائم رکھنے کے لئے ہوا میں کم از کم ۱۸٫۵ فی صدی آکسیجن ہونی چاہیئے - لیکن جب تک آکسیجن کا تناسب گھٹ کر تقریباً ۱۰ فی صدی پر نہ آجائے ہوا حیوانی زندگی کو قائم رکھ سکتی ہے -

آبی بخارہ کا تناسب ہمیشہ بدلتا رہتا ہے - جب ہوا ٹھنڈی ہو جاتی ہے تو یہ بخارہ جم کر ننھے ننھے سے قطروں کی شکل اختیار کر لیتا ہے - اور اِس طرح کُہر اور بادل بن جاتے ہیں - چنانچہ ہوا کے بالائی طبقوں میں ہوا کی تبرید سے اِس قسم کے واقعات بہ کثرت پیش آتے رہتے ہیں - اگر بخار کی بستگی برابر جاری رہے

تو یہ قطرے بڑے ہوتے جاتے ہیں اور آخر مینہ کی بارش شروع ہو جاتی ہے۔ دُوسری طرف، جب موسم میں گرمی ہوتی ہے تو سطح زمین، دریاؤں، جھیلوں، اور سمندروں، کا پانی بخارہ کی شکل اختیار کرنے لگتا ہے۔ اور اس طرح ہوا میں اس کی مقدار بڑھتی جاتی ہے۔

امونیئم نائٹریٹ (Ammonium nitrate)، نائیٹرک (Nitric) تُرشہ اور امونیا (Ammonia) کے تعامل سے پیدا ہوتا ہے۔ یہ امونیا حیوانی مادّہ کے سڑنے کا نتیجہ ہے اور نائیٹرک تُرشہ بجلی کے طوفانوں میں نائیٹروجن اور آکسیجن کے باہم ترکیب کھانے سے بنتا ہے۔ چنانچہ برقی اُبھرن، نائیٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) پیدا کرتے ہیں۔ اور یہ آکسائیڈ (Oxide) پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر نائیٹرک تُرشہ بنا دیتا ہے۔

مرطوبیت:- ہوا میں جو رطوبت موجود ہوتی ہے اُس کو معرّف کرنے کے لئے عموماً مرطوبیتِ اضافی سے کام لیا جاتا ہے۔ اور اضافت کے لئے رطوبت کی اُس مقدار کو معیار قرار دیا گیا ہے جو ہوا کو سیر کر دینے کے لئے درکار ہوتی ہے۔ کھلی ہوا کو سیری، کی حالت فی الواقع کبھی بھی میسر نہیں آتی۔ لیکن جب اِس کا ۱/۱۰ حصّہ پانی کے اُوپر کسی برتن میں محدود کر دیا جاتا ہے تو وہ بہت جلد سیر ہو جاتا ہے۔ اِس وقت مرطوبیت ۱۰۰ فی صدی ہوتی ہے۔ کسی تپش پر سیری کی حالت میں آبی بخار کا جتنا دباؤ ہوتا ہے اگر اُسی تپش پر آبی بخار کا جُزئی دباؤ ۵۰ ہو تو اِس صورت میں یوں کہا جاتا ہے کہ مرطوبیت ۵۰ ہے۔ کُرۂ ہوائی کی مرطوبیت باعتبارِ اوسط ۶۶ فی صدی رہتی ہے۔

۱۸° م (۶۴ء۴° ف) پر سیری کی حالت میں پانی کا بُخاری دباؤ ۱۵ء۴ مم ہوتا ہے۔ پھر ظاہر ہے کہ ۱۸° م پر

رطوبت سے سیر شدہ (۱۰۰ فی صدی مرطوبیت کی) ہوا میں جسماً ۱۵٫۴۷/۷۶۰ یعنی تقریباً ۲ فی صدی آبی بخار ہونا چاہیئے۔ اگر یہ ہوا °م (۳۲° ف) تک، جہاں سیری کا بخاری دباؤ صرف ۴٫۶ ہوتا ہے، ٹھنڈی کر دی جائے تو چونکہ اِس ہوا میں صرف ۴٫۶/۷۶۰ یعنی ۰٫۶ فی صدی رطوبت سما سکتی ہے اِس لئے ضروری ہے کہ باقی رطوبت جم کر کُہر یا بادل کی شکل اختیار کر لے۔ دونوں صورتوں کا فرق فی مکعب میٹر ۱۰٫۴ مکعب سم (۱۰٫۴ گرام) پانی ہے۔

اگر صحیح طور پر معلوم کرنا ہو کہ ہوا کے کسی معلوم حجم میں پانی کا تناسب کیا ہے تو اِس کی بہترین تدبیر یہ ہے کہ یہ ہوا ایسی نلیوں میں آہستہ آہستہ گزاری جائے جن میں کیلسیئم کلورائیڈ (Calcium chloride)، یا فاسفورک (Phosohoric) اینہڈرائڈ بھر دیا گیا ہو۔ اِن نلیوں کے وزن میں جو اضافہ ہو جائیگا وہ اُس پانی کا وزن متصور ہونا چاہیئے جو ہوائے مذکور سے خشکندہ عامل نے لے لیا ہے۔

رطوبت کے تناسب کی تخمین کے لئے یہ صورت بھی اختیار کی جا سکتی ہے کہ ہوا اُس تپش (نقطۂ شبنم) تک ٹھنڈی کر دی جائے جس پر اُس کے سیر کر دینے کے لئے اُس کی موجودہ رطوبت کافی ہو اور اِس تپش کا نشان لے لیا جائے۔ یہ ظاہر ہے کہ اِس تپش میں اگر ذرا سا بھی تنزل ہوگا تو اوس بننا شروع ہو جائیگی۔ بناء بریں اِس واقعہ کو ہم تپش مذکور کی تعیین کے لئے علامت قرار دے سکتے ہیں۔ مثلاً اگر ۱۸° م پر کی ہوا کو نقطۂ شبنم پر لانے کے لئے ۱۰° م تک ٹھنڈا کرنا پڑتا ہے تو اِس ہوا میں آبی بخار کا دباؤ ۹٫۸ مم ہے (دیکھو ضمیمہ ۴)۔ اگر یہ ہوا ۱۸° پر سیر شدہ ہوتی تو اِس میں آبی بخار کا جزئی دباؤ

۴ء۱۵م ہونا چاہیئے تھا - اِس لئے صورتِ مذکورہ میں مرطوبیتِ اضافی
$\frac{9.8}{15.4}$ یعنی ۶۳ء۶ فی صدی ہے -

ترویح :- جب ہوا بہت مرطوب ہو جاتی ہے تو انسانی طبیعت کو ایک طرح کی تکلیف اور بے چینی محسوس ہونے لگتی ہے - واقعہ یہ ہے کہ مرطوب ہوا خشک ہوا کی بہ نسبت ہلکی ہے - کیونکہ مرطوب ہوا میں ایسے سالمات (H_2O) نے جن کا اضافی وزن ۱۸ ہے اپنے مساوی التعداد آکسیجن اور نائیٹروجن کے سالمات کی جگہ لے لی ہوتی ہے - اور آکسیجن اور نائیٹروجن کے سالمات کے اضافی وزن علی الترتیب ۳۲ اور ۲۸ ہیں - لیکن اِس قسم کی ہوا میں جو تکلیف اور بے چینی محسوس ہوتی ہے اُس کی علامت کچھ اور ہے - اِس علت کو سمجھنے کے لئے واقعاتِ ذیل پر غور کرو:-

ہضم شدہ غذا جو دورانِ خون میں خون کے ساتھ ساتھ پھیپھڑوں میں پہنچتی ہے اُس کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے حرارت پیدا ہوتی ہے - اور صحت کے لحاظ سے ہمارے جسموں کے لئے ضروری ہے کہ ۹۸ء۶ ف (۳۷° م) پر رہیں - جب اِس تپش میں ایک درجہ کے چند اعشار کا بھی اضافہ ہو جاتا ہے تو بے چینی محسوس ہونے لگتی ہے - غذا کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے اس کا کچھ حصّہ تو ہمارے جسم کی سطح پر سے بطریقِ اشعاع ہمارے اِرد گرد کی فضاء میں منتشر ہوتا رہتا ہے لیکن حرارتِ غریزی کے اعتدال کا اصلی انتظام اُس آبی تبخیر کا نتیجہ ہے جو ہمارے جسم کی جِلد میں سے رطوبت کو لاحق ہوتی رہتی ہے - چنانچہ ۱۰۰° م پر جب ۱ گرام پانی بخار کی شکل اختیار کرتا ہے تو وہ حرارت بمقدار ۵۴۰ حرارہ اپنے ساتھ لے جاتا ہے - اِس لئے اگر تبخیر کے وقت مجموعی حیثیت سے پانی کی تپش ۳۷° م ہو تو ۱ گرام پانی کی تبخیر سے مابقا کی

حرارت میں ۵۴۰ + (۱۰۰ - ۳۷) یعنی ۶۰۳ حرارہ کی کمی ہو جانا چاہیئے۔ پھر اس سے ظاہر ہے کہ ایک اونس (۲۸ ¼ گرام) پانی کی تبخیر سے ۹۶٫۵ کلوگرام (یعنی ۱۶۸ پونڈ) پانی کی (یا گوشت کی کہ وہ بیشتر پانی ہی پر مشتمل ہے) تپش میں ۱½° م (تقریباً ۲٫۷° ف) کا تنزل امرِ لازم ہے۔

پس مرطوب ہوا میں جو بے چینی محسوس ہوتی ہے اُس کا اصلی سبب یہ ہے کہ ایسے وقت میں ہوا آبی بخار سے تقریباً سیر ہو چکی ہوتی ہے۔ اس لئے جسم کے پانی کی تبخیر رُک جاتی ہے۔ اور چونکہ تبخیر ہی دفیعۂ حرارت کا اصلی ذریعہ ہے اِس لئے جسم میں حرارت کا اجتماع شروع ہو جاتا ہے اور اِس حرارت سے تکلیف محسوس ہونے لگتی ہے۔

اِس تقریر سے معلوم ہو سکتا ہے کہ ہوا کی خوبی، مرطوبیتِ اضافی پر موقوف ہے۔ اور مرطوبیتِ اضافی کی تخمین سے ہم ہوا کی خوبی اور عدم خوبی کا اندازہ کر سکتے ہیں۔

سردی کے موسم میں سرد، اور اِس لئے مقابلۃً خشک، ہوا مکان کے کمرے میں آتی ہے اور وہاں آکر گرم ہو جاتی ہے۔ لہٰذا اِس ہوا کی مرطوبیتِ اضافی اَور گھٹ جاتی ہے۔ اور تبخیر بہت تیز ہو جاتی ہے۔ اِس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ ہمیں سردی کی تکلیف محسوس ہونے لگتی ہے۔ موسمِ گرما کا اثر اس کے برعکس ہے۔ چنانچہ باہر کی ہوا اِس موسم میں کمرے کی تپش کے اعتبار سے پہلے ہی تقریباً سیر شدہ ہوتی ہے۔ اِس لئے اگر ترویج کے انتظام سے وہ جلد جلد بدلتی نہ رہے تو کمرے کے اندر جو لوگ موجود ہوں اُن کے جسموں کی رطوبت اِس ہوا کی مرطوبیت کو اَور بڑھا دیتی ہے۔ اور اِس طرح مزید تبخیر رُک جاتی ہے یا کم از کم سُست ہو جاتی ہے۔ اِس سے ظاہر ہے سردی کے

موسم میں تبخیر کی سُرعت ستاتی ہے اور گرمی کے موسم میں تبخیر کی سُستی تکلیف دیتی ہے۔

اِس سلسلہ میں یہ بات خصوصیت سے نگاہ میں رہنی چاہیئے کہ ہوا خواہ مسلسل طور پر حرکت میں کیوں نہ ہو اُس کا وہ طبقہ جس کو ہمارے جسم سے الصاق حاصل ہوتا ہے اُس کی حرکت کو ہمارے جسم کی رگڑ روک دیتی ہے۔ اِس لئے سطحِ جسم کے پاس ہوا کا ایک پتلا سا ساکن طبقہ پیدا ہو جاتا ہے جو بہت جلد ہمارے جسم کی تپش پر پہنچ جاتا ہے اور اِس تپش پر وہ ہمارے جسم کی رطوبت سے سیر بھی ہو جاتا ہے۔ اِس ساکن طبقہ میں سے پانی کے سالمات صرف بہ طریقِ انتشار ہی خارج ہو سکتے ہیں۔ اور خروج کا یہ طریق یقیناً بہت سُست ہونا چاہیئے۔ اِس لئے گرمی کے موسم میں پنکھے کی ضرورت پیش آتی ہے۔ چنانچہ پنکھا تازہ ہوا تو نہیں لا سکتا لیکن ہوا کے اِس مرطوب سیر شدہ ساکن طبقہ کو ہمارے جسم کے پاس سے ہٹا دیتا ہے۔ اور اگر وہ اِس کے کُلّی دفعیہ پر قادر نہ بھی ہو تو کم از کم اُس کو رقیق تو ضرور کر دیتا ہے۔ اِس طرح وہ فاصلہ بہت کچھ گھٹ جاتا ہے جو پانی کے سالمات کو انتشارِ محض سے طے کرنا پڑتا ہے اور طبقۂ مذکور کی

لہ اِس تصور سے، حل ہوتے ہوئے نمک کے واردات کا ادراک بھی بخوبی ہو سکتا ہے۔ حل ہوتے ہوئے نمک کی سطح پر سیر شدہ محلول کا طبقہ بن جاتا ہے۔ حل شدہ نمک کے سالمات صرف بہ طریقِ انتشار اِس طبقہ سے باہر جا سکتے ہیں۔ اور جب تک وہ اِس طبقہ کو نہ چھوڑ دیں ناحل شدہ حصّہ کے سالمات کو جگہ نہیں مل سکتی۔ لیکن مایع میں انتشار بہت سُستی کے ساتھ بروئے کار آتا ہے۔ اِس لئے نمک بہت آہستہ آہستہ حل ہوتا ہے۔ پھر جب ٹھوس اور مایع کو ہلا دیا جاتا ہے تو مایع کی حرکت سے یہ ساکن طبقہ جُزوؤً اپنی جگہ سے ہٹ جاتا ہے اور اِس طرح طبقۂ محیط کے رقیق ہو جانے سے وہ فاصلہ جو سالمات کو محض بہ طریقِ انتشار طے کرنا پڑتا ہے وہ بہت گھٹ جاتا ہے اور حل کا عمل تیز ہو جاتا ہے۔

سیری ٹوٹ جاتی ہے۔

جن کمروں میں ترویج کا انتظام اچھا نہیں ہوتا اُن کی ہوا مُضرِ صحت ہوتی ہے۔ اب سے پہلے تنفس سے پیدا شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو اِس واقعہ کی علت قرار دیا جاتا تھا۔ لیکن اِس قسم کے کمروں میں اِس گیس کا جو تناسب پایا جاتا ہے وہ اِتنا کافی نہیں ہوتا کہ اُس سے کوئی ضرر متصور ہو۔ اِس لئے بعد میں اِس خیال سے ہٹ کر یہ گمان قرینِ قیاس معلوم ہُوا کہ جسم میں سے تنفس کے ذریعہ نہایت زہریلے مرکبات کے کچھ شائبے نکلتے ہیں اور وہی برہم زنِ عافیت ہیں۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ اب تک کوئی بھی ایسے زہروں کا وجود ثابت نہیں کر سکا۔

اِن تقریروں میں جو کچھ بیان ہُوا ہے اُس سے ظاہر ہے کہ مکانوں کی ترویج کی غرض و غایت حسبِ ذیل ہے:۔

ا - باہر سے تازہ ہوا اندر لانا۔

ب - ہوا کو حرکت میں رکھنا۔

ج - مرطوبیت کو اِس حال پر قائم رکھنا کہ وہ نہ ضرورت سے زیادہ ہونے پائے نہ کم۔

ہوا کا گرد و غبار:۔

آفتاب کی شعاعیں تاریک کمرے میں آتی ہیں تو وہ بخوبی دکھائی دیتی ہیں۔ اِس واقعہ کی اصلیت یہ ہے کہ ہوا میں گرد و غبار اُڑ رہا ہوتا ہے۔ ضیاء اِس کے ذرّات سے ٹکرا کر منعکس ہوتی ہے اور اِس طرح اِس کا رستہ ہماری نگاہ میں روشن ہو جاتا ہے۔ گرد و غبار ماہیت اور مقدار کے اعتبار سے مختلف مقامات پر مختلف ہوتا ہے۔ بحکمِ عموم ہم اِس کو دو قسموں میں تقسیم کر سکتے ہیں:۔

ا - غیر نامیاتی
ب - نامیاتی

غیر نامیاتی گرد و غبار عموماً چونے کے پتھر، اور مٹی کے ذرّات پر مشتمل ہوتا ہے۔ اور اس میں ایندھن کے نامکمل احتراق کا پیدا کیا ہُوا دھوآں بھی شامل ہو جاتا ہے۔ کارخانوں کی ہوا میں شیشہ، فولاد، گچ، اور دیگر اشیاء، کے ذرّات بھی آ جاتے ہیں۔

نامیاتی گرد و غبار دو طرح کا ہے۔ ایک مُردہ اور دُوسرا زندہ۔

مُردہ گرد و غبار، کوئلے کے، اور گھروں اور گلیوں کے فضلات کے، ذرّات پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ رُوئی، اُون، اور گھاس پات، وغیرہ، کے ننھے ننھے سے ذرّے بھی ہوا میں اُڑتے پھرتے ہیں۔ غرض رُوئے زمین پر جتنی مُردہ چیزیں اس قسم کی ہیں، کہ وہ گھِس پِس کر ہلکے ہلکے باریک ذرّات میں تقسیم ہو جاتی ہیں اُن سب کا کچھ نہ کچھ حصّہ اُڑ اُڑا کر ہوا میں پہنچ جاتا ہے۔

زندہ گرد و غبار زیرہ دانوں پر، گھنب اور پھپوندی کے بذروں پر، اور اسی طرح کے دیگر خرد بینی نامی مادّوں پر، مشتمل ہوتا ہے۔ ہوا میں اس قسم کے جراثیم کی موجودگی کا ایک بیّن ثبوت یہ ہے کہ وہ مایعات جو غذا کا کام دیتے ہیں، اگر وہ کبھی چند دقیقوں کے لئے ہی ہوا میں کھول کر رکھ دئے گئے ہوں تو اس کے بعد وہ بہت جلد سڑنے لگتے ہیں۔ بعض جراثیم کا یہ حال بھی ہے کہ جب حیوانی جلد کے کسی ایسے مقام پر بیٹھ جاتے ہیں جو کٹ کر یا جل کر زخمی ہو گیا ہو تو اُس مقام پر وہ، بیماری پیدا کر دیتے ہیں۔ اگر اس قسم کے جراثیم سے تعدیہ ہو چکا ہو تو اس کے دفعیہ کے لئے

کوئی ایسی چیز استعمال کرنا چاہیئے جو دافعِ تعدیہ متصور ہو۔ مثلاً ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) اِن جراثیم کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر کے فنا کر دیتا ہے۔ لیکن بہتر یہ ہے کہ جب تک مقامِ ماؤف پر نئی جِلد نہ پیدا ہو جائے حفظِ ماتقدم کی تدبیر پر عمل کیا جائے۔ حفظِ ماتقدم کے لئے پٹرولیم[1] (Petroleum) ایک عمدہ چیز ہے۔

یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ کھیتوں کی زمین اگر اپنی طبعی حالت میں ہو تو اُس میں فی مکعب سمر تقریباً ۱،۰۰۰ خُرد بینی نامیات ہوتے ہیں۔ دریا کے اچھے نامقطر پانی میں ۶،۰۰۰ تا ۲۰،۰۰۰ فی مکعب سمر پائے جاتے ہیں۔ اور خالص ہوا میں صِرف ۴ تا ۵ فی لیتر ملتے ہیں۔

صُراحیوں میں اگر ایسی ہوا بھرنا ہو کہ اُس میں گرد و غبار نہ ہو تو یہ مطلب اِس طرح حاصل ہو سکتا ہے کہ صُراحی کے ساتھ چوڑی سی نلی جوڑ دی جائے اور نلی کے اندر ۱۲—۱۵ اِنچ تک رُوئی بھر دی جائے۔ پھر ایک اَور نلی کے رستے صُراحی کی ہوا اِس طرح کھینچی جائے کہ صُراحی میں اِس کی جگہ لینے کے لئے باہر کی ہوا رُوئی میں سے ہو کر آئے۔

ایٹکن[2] نے ثابت کیا ہے کہ رطوبت کو بستگی میں لانے کے بارے میں اِس طور پر تقطیر کر لی ہوئی ہوا معمولی ہوا کی بہ نسبت، مختلف سلوک کرتی ہے۔

جب مرطوب ہوا یہاں تک ٹھنڈی کر دی جاتی ہے کہ اُس میں آبی بخار کی مقدار اُس حد سے زیادہ ہو جاتی ہے

---

[1] دیکھو ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons)
[2] Aitkin

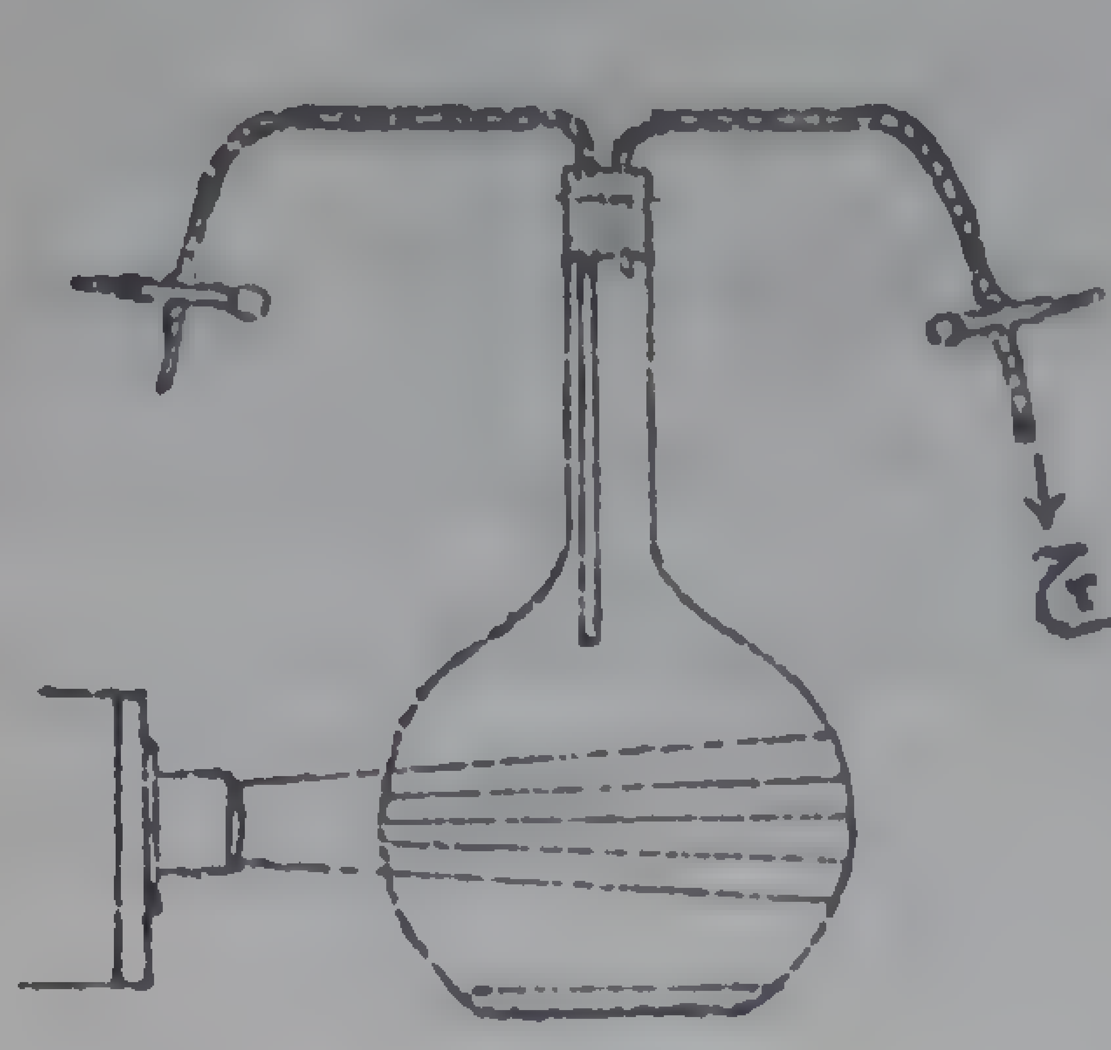
جو موجودہ تپش پر اُس کے سیر کر دینے کے لئے درکار ہے تو زاید رطوبت بستگی میں آجاتی ہے۔ عموماً اِس بستگی کا انداز یہ ہوتا ہے کہ مایع پانی کے ننھے ننھے ذرّات کا ایک انبوہ پیدا ہو جاتا ہے اور بہئیتِ مجموعی کُہر کی شکل میں نظر آتا ہے۔ ہوا گرد و غبار سے پاک ہو تو اُس میں یہ خاصیت قطعاً نہیں ہوتی۔ چنانچہ اِس قسم کی ہوا جب آبی بخار سے سیر ہو جاتی ہے اور پھر ٹھنڈی ہوتی ہے تو اِس میں کُہر کا کوئی شائبہ نمودار نہیں ہوتا۔ زاید رطوبت بتدریج برتن کی دیواروں پر، اور اُن مادّی چیزوں پر جو برتن کے اندر موجود ہوں، پانی ہو کر بیٹھ جاتی ہے۔

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ گرد و غبار کے ذرّات ہوا میں رطوبت کی بستگی کے لئے مراکز کا کام دیتے ہیں۔ جب ہوا میں گرد و غبار موجود نہیں ہوتا تو آبی بخار کو اجتماع کے لئے مناسب اور ضروری مراکز میسّر نہیں آتے۔ اور اِس لئے پانی کی، اُس کے معمولی انداز سے، تسییب نہیں ہوتی۔

چونکہ تمام کُرۂ ہوائی میں گرد و غبار موجود ہے اِس لئے ابر و باراں اور کُہر کے مناظر پیدا ہوتے رہتے ہیں۔ اگر ہوا گرد و غبار سے قطعاً پاک ہوتی تو اِن مناظر کی پیدائش ممکن نہ تھی۔ اِس صورت میں جب ہوا ٹھنڈی ہو کر سیری کی حد سے آگے بڑھتی تو اُس کی زاید رطوبت اشجار و احجار کی سطحوں پر، مکانات کی دیواروں اور چھتوں پر، حیوانات اور نباتات کے اجسام پر، اور خود رُوئے زمین پر، جم جم کر ہوا کو اپنے بار سے ہلکا کر دیتی۔ اور سائبان یا چھتری وغیرہ سے کوئی حفاظت میسّر نہ آتی۔

معمولی ہوا میں کُہر کا پیدا ہونا اور اُس ہوا میں جو

گرد و غبار سے پاک کرلی گئی ہو اِس کا پیدا نہ ہونا تاریک کمرے میں تجربتہً بآسانی دکھایا جا سکتا ہے۔ اِس مطلب کے شکل ۳۶ کے آلات سے کام لے سکتے ہیں۔ صُراحی میں کچھ پانی ہونا چاہیئے کہ صُراحی کے اندر ہوا کو سیر کردے۔ صُراحی کی ہوا نلی ج کے رستے چُوس کر کھینچ لو تو صُراحی کے اندر کی سیر شدہ ہوا پھیل جاتی ہے اور اِس طرح ٹھنڈی ہو جاتی ہے۔ اب اگر صُراحی میں ہوا معمولی ہو تو اُس میں فوراً کُہر نمودار ہوتا ہے اور تیز روشنی کی شعاع سے بخوبی نظر آتا ہے۔ لیکن اگر صُراحی کی ہوا گرد و غبار سے پاک ہو تو اِس میں کُہر کا کوئی شائبہ محسوس نہیں ہوتا۔ ہاں اگر صُراحی کی صاف اور خالص ہوا میں کچھ دُھواں داخل کر دیا جائے تو پھر اِس میں فوراً کُہر بن جاتا ہے اور غیر معمولی طور پر کثیف بنتا ہے۔



شکل ۳۶

معمولی ہوا کو اگر ایسی ہوا سے ہلکا دیا جائے جو گرد و غبار سے پاک ہو پھر اِس آمیزہ میں کُہر پیدا کیا جائے اور بیٹھتے ہوئے قطرے خردبین کی مدد سے گن لیئے جائیں تو اِس طرح تخمینہ ہو سکتا ہے کہ ہوا میں گرد و غبار کے ذرات کی تعداد کیا ہے۔ مشاہدوں سے ثابت ہے کہ مینہ ہوا سے گرد و غبار کا بہت سا حصّہ دُور کر دیتا ہے اور پسینے اور احتراق سے اِس کے ذرات کی تعداد بڑھتی جاتی ہے۔ شہروں

کی ہوا میں جو کُہر زیادہ کثرت سے پیدا ہوتا ہے اُس کی یہی توجیہ ہے۔
ہوا میں گرد و غبار کے ذرّات کی تعداد فی مکعب سمر حسب ذیل ہے:۔

باہر، بارش میں	۳۲،۰۰۰
باہر جب کہ بارش نہ ہو	۱۳۰،۰۰۰
کمرے میں	۱۸۶۰،۰۰۰
کمرے میں چھت کے قریب	۵۴۲۰،۰۰۰
بنسنی شعلہ کے اُوپر کی ہوا میں	۳۰،۰۰۰،۰۰۰

ہوا آمیزہ ہے

ہوا متقدمین کے نزدیک عنصر متصور تھی۔ اس مغالطہ کی وجہ یہ تھی کہ وہ، ہوا کے اجزاء کو تعییناً مشخص نہ کر سکے۔ ہوا کے اجزاء کی تشخیص اٹھارہویں صدی کا واقعہ ہے۔ جب یہ اجزاء مشخص ہو گئے تو پھر عناصر میں ہوا کا شمول ممکن نہ تھا۔ پس ظاہر ہے کہ اِسے مرکب متصور ہونا چاہیئے یا محض احتیالی آمیزہ۔ اب سوال یہ ہے کہ اِن دونوں میں سے کون سا تصور صحیح ہے۔

اِس فصل میں ہم نے چند تجربے ایسے بیان کئے ہیں۔ جن میں ہوا کی آکسیجن جُدا کر لی گئی ہے اور نائیٹروجن باقی رہ گئی ہے۔ لیکن اِن تجربوں سے یہ بات ثابت نہیں ہوتی کہ اِس افتراق سے پہلے، ہوا کے اجزاء محض آمیزۂ احتیالی کے اجزاء تھے۔ ممکن ہے کہ وہ کیمیائی طور پر باہم ترکیب کھائے ہوئے ہوں چنانچہ تجربہ میں، مثلاً جب فاسفورس (Phosphorus) جلائی گئی ہے تو، فاسفورس کے احتراق نے آکسیجن اور نائیٹروجن کے کیمیائی امتزاج کو توڑ دیا ہو اور پھر فاسفورس نے اِس تحلیل

کے بعد آکسیجن کو لیا ہو، تو یہ بھی کچھ تعجب کی بات نہیں۔ اس لئے ہمیں وہ دلائل تلاش کرنا چاہئیں جو حتمی طور پر ہوا کو آمیزہ ثابت کر سکتے ہیں۔ یہ دلائل حسبِ ذیل ہیں :-

ا- جب دو چیزیں کیمیائی ترکیب کھاتی ہیں تو بلا استثناء ہمیشہ یہی ہوتا ہے کہ کیمیائی حاصل کے طبیعی خواص اس کے دونوں اجزاء کے اپنے اپنے طبیعی خواص سے مختلف ہوتے ہیں۔ ہوا کے دونوں اجزائے عظمیٰ کا یہ حال ہے کہ ان سے ہوا میں بھی وہی خواص ظاہر ہوتے ہیں جو آزادی اور خلوص کی حالت میں ان کے خواص ہیں۔ اور یہ آمیزہ کا خاصہ ہے۔ مثلاً :-

یہ امرِ واقعہ ہے کہ مرکب کی **انعطاف انگیز طاقت** اور اس کے اجزاء کی انعطاف انگیز طاقتوں میں کوئی سادہ رشتہ نہیں ہوتا۔ اور ہوا کا یہ حال ہے کہ اس کے اجزاء کا جو کچھ باہمی تناسب ہے اس کو ملحوظ رکھ کر ہم حسابی طور پر اجزاء کی انعطاف انگیز طاقتوں سے ہوا کی انعطاف انگیز طاقت کا استنباط کر سکتے ہیں۔

علاوہ بریں، آکسیجن اور نائٹروجن دونوں گیسیں پانی میں اس طرح حل ہوتی ہیں کہ گویا ایک دوسری سے بے تعلق ہیں۔ چنانچہ محلول میں ان کا تناسب ان کی اپنی اپنی حل پذیری اور اپنے اپنے جزئی دباؤ کا تناسب رہتا ہے۔ اگر ہوا مرکب چیز ہوتی تو اسے بہ ہیئتِ مجموعی حل ہونا چاہیئے تھا۔ اور پھر ضروری تھا کہ محلول میں بھی اس کے اجزاء کا باہمی تناسب وہی ہوتا جو حل ہونے سے پہلے ہوتا ہے۔

ہوا کی **کثافت** بھی بعینہٖ وہی ہے جو اس کے اجزاء کے تناسبِ معلوم کو، اور ان کی جداگانہ کثافتوں کو،

نگاہ میں رکھ کر حساب کرنے سے مستنبط ہوتی ہے۔
جب مایع ہوا کسی مناسب آلہ میں تبخیر ہوتی ہے تو نائیٹروجن چونکہ زیادہ طیران پذیر ہے اس لئے وہ، آکسیجن سے پہلے تبخیر ہو جاتی ہے۔ اور پھر جب آکسیجن کے تبخیر ہونے کی نوبت آتی ہے تو پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اس پست تپش پر ٹھوس کی شکل میں جمے ہوئے باقی رہ جاتے ہیں۔ اور مایع ہوا سے نائیٹروجن اور آکسیجن کا کوئی مرکب دستیاب نہیں ہوتا۔

۲- ہوا میں نائیٹروجن اور آکسیجن جس تناسب میں پائی جاتی ہیں وہ ایسا سادہ نہیں جیسا کہ ان کے کیمیائی امتزاج میں پایا جاتا ہے۔ چنانچہ تناسبِ مذکور ۴ : ۱ کے قریب قریب ہے لیکن بعینہ ۴:۱ نہیں ہے۔ علاوہ بریں ہوا میں ان کا تناسب جو کچھ کہ ہے وہ بھی کامل طور پر مستقل نہیں۔

۳- ہوا کی ترکیب بدلتی رہتی ہے حالانکہ معیّن کیمیائی مرکبات کی ترکیب ہمیشہ ایک حال پر مستقل رہتی ہے۔ علاوہ بریں ہوا میں وزناً اجزاء کے جو تناسب ہیں وہ ان اجزاء کے اوزانِ جواہر کے سالم مضاعف نہیں۔

ہوا کی ترکیب

ہوا جب کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور پانی سے پاک کرلی جاتی ہے تو اُس میں حجماً ۷۸٫۰۶ فی صدی نائیٹروجن، ۲۱٫۰۰ فی صدی آکسیجن، اور ۰٫۹۴ فی صدی آرگن (Argon) ہوتی ہے۔ اور اگر ہوا صرف پانی ہی سے پاک کی جائے تو اُس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کا تناسب، باعتبارِ اوسط کُل کے

۰۰۰۳ فی صدی تک پہنچتا ہے۔

گریہم[1] نے اجزائے ہوا کے تناسب کی ایک نہایت دل چسپ توضیح تجویز کی ہے۔ یعنی اگر ہم ہوا کو یوں تصور کر لیں کہ وہ طبقوں میں بٹ گئی ہے جو سب کے سب ایک کرۂ ہوائی دباؤ کے ماتحت ہیں، اور اس طرح بٹی ہے کہ وہ طبقہ جو سب سے زیادہ وزنی ہے وہ سب کے نیچے ہے اور پھر اس کے اوپر ہلکے طبقے درجہ بدرجہ مرتب ہوتے چلے گئے ہیں، تو ان طبقوں کا تناسب حسب ذیل ہوگا :۔

۱ - زمین پر پانچ انچ پانی۔

۲ - پانی کے اوپر ۱۲ فٹ کاربن ڈائی آکسائیڈ۔

۳ - کاربن ڈائی آکسائیڈ پر ۹۰ گز آرگن (Argon)

۴ - آرگن کے اوپر ایک میل آکسیجن۔

۵ - اور آکسیجن کے اوپر چار میل نائٹروجن۔

گیسوں کی اماعت

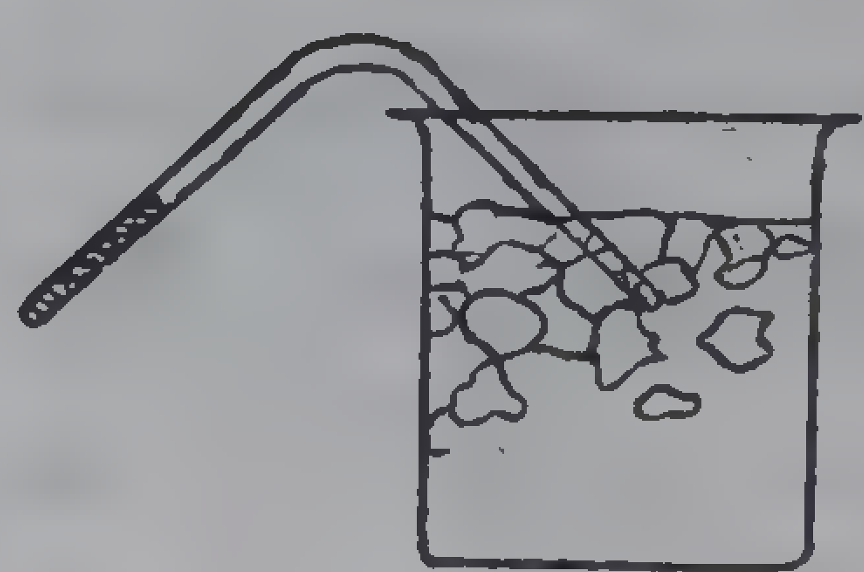
اس موضوع کے متعلق معلوم ہوتا ہے کہ سب سے پہلے نارتھمور[2] (۱۸۰۵ء) نے تجربے کئے ہیں۔ چنانچہ اُس نے کلورین (chlorine) ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride)، اور سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) کو مایع بنایا۔ پھر ۱۸۲۳ء میں فیراڈے[3] نے کلورین کو مایع کیا اور اسی سال ڈیوی[4] نے جس کا

---

[1] Graham
[2] Northmore
[3] Faraday
[4] Davy

فیراڈے[1] نائب تھا، ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen Chloride) کو مایع کی شکل میں لایا۔ پھر اِس کے بعد کے سالوں میں فیراڈے دیگر گیسوں، یعنی سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide)، ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide)، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide)، نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide)، سائیانوجن (Cyanogen) اور امونیا (Ammonia)، کو مایع کی شکل میں لے آیا۔

فیراڈے نے جس قاعدہ سے کام لیا وہ نہایت سادہ تھا۔ چنانچہ وہ، جزم (۸) کی شکل پر مُڑی ہوئی نلی (شکل ۳۷) میں وہ مادّہ رکھتا تھا جس سے گیس زیرِ تجربہ پیدا ہو سکتی تھی۔ اور دُوسری ساق کو مُہر بند کر کے انجمادی آمیزہ میں رکھتا تھا۔ گیس، جو عموماً حرارت پہنچا کر پیدا کی جاتی تھی، سرد ساق میں جا کر اپنے ہی دباؤ سے مایع ہو جاتی تھی۔



شکل ۳۷

کیلیتے[2] اور پکتے[3] نے زیادہ پیچیدہ آلہ سے کام لیا۔ اور ایک ہی وقت، یعنی دسمبر ۱۸۷۷ء، میں کیلیتے نے آکسیجن کا کُہر بنا لیا اور پکتے نے مایع آکسیجن کے ننھے ننھے قطرے تیار کر لیے۔ پھر ۱۸۸۳ء میں رو بلوسکی[4] اور

ـه ۱ Faraday
ـه ۲ Cailletet
ـه ۳ Pictet
ـه ۴ Wroblevski

اولازوسکی[1] نے مایع آکسیجن کی اِتنی مقدار حاصل کی کہ بہ حیثیت مایع بخوبی شناخت ہو سکتی تھی۔ اِسی زمانہ کے قریب قریب ڈیوار[2] نے مایع ہوا اور مایع آکسیجن کی بڑی بڑی مقداریں تیار کرنے کے وسائل اختراع کرلئے۔

گیسوں کی اماعت کے لئے جو اصول آج کل کام میں لایا جاتا ہے وہ اِس واقعہ پر مبنی ہے کہ کامل گیس جب خلا میں پھیلتی ہے تو اُس کی تپش میں تو کوئی تنزل نہ ہوتا چاہیئے کیونکہ کامل گیس کو پھیلاؤ کے دَوران میں کوئی کام نہیں کرنا پڑتا، لیکن معمولی گیسیں جب پھیلتی ہیں تو اُن کی تپش میں خفیف سا تنزل ضرور پیدا ہو جاتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ معمولی گیسوں کو اُس قوتِ اتصال پر غالب آنے میں کام کرنا پڑتا ہے جو گیس کے سالمات کے مابین عمل کر رہی ہوتی ہے۔ یعنی گیس کے سالمات کو گویا ایک دُوسرے سے کٹنا پڑتا ہے اور اِس کام میں حرارت کا صَرف ہونا ضروری ہے۔ پھر چونکہ قوتِ اتصال کا یہ حال ہے کہ وہ تنزلِ تپش کے ساتھ ساتھ زیادہ واضح ہوتی چلی جاتی ہے اِس لئے تپش میں جُوں جُوں تنزل ہوتا ہے پھیلاؤ کا تبریدی اثر بڑھتا چلا جاتا ہے۔

خواہ وسیع پیمانہ پر ہوا کی اماعت منظور ہو خواہ چھوٹے سے پیمانہ پر، ہر حال میں وہ آلہ سب سے زیادہ کامیابی کا موجب ہے جس کو ہمپسن[3] نے ایجاد کیا ہے۔ یہ آلہ (شکل ۳۸)

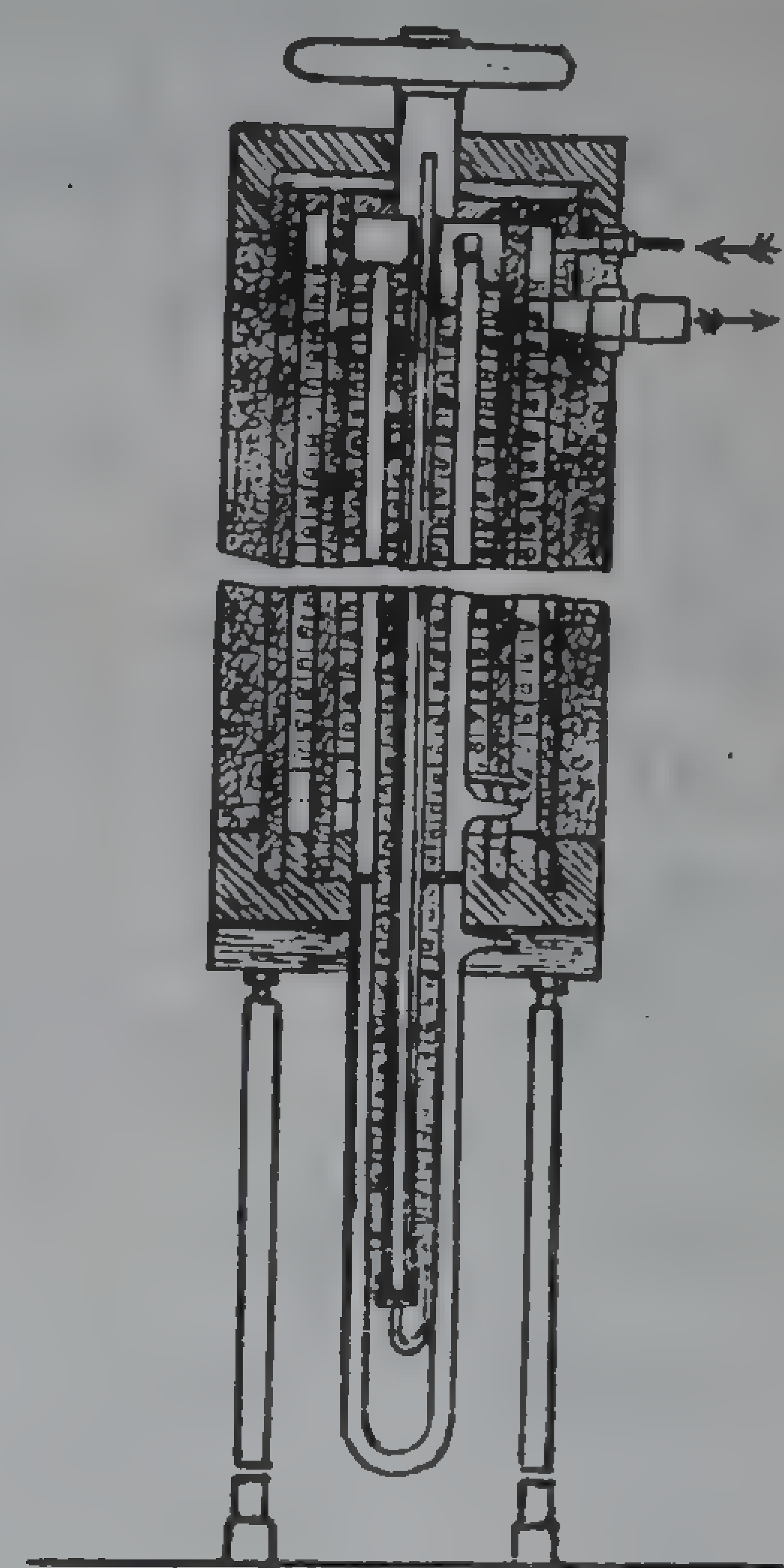
---

[1] Olazevski

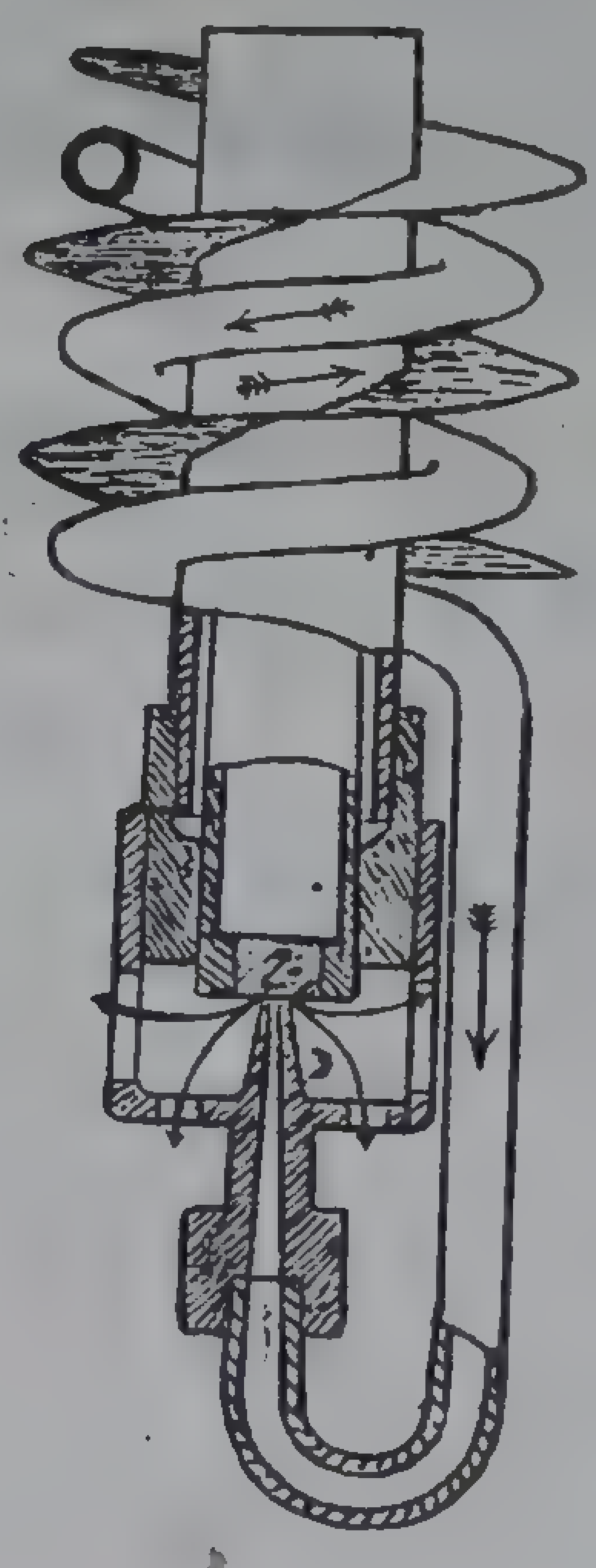
[2] Dewar

[3] Hampson

تانبے کی دو مشترک المرکز نلیوں پر مشتمل ہے جن کا طول تقریباً ۱۳۰ میٹر ہوتا ہے۔ اِن نلیوں کو پیٹ کر متقارب الاجزاء استوانہ نما مرغولہ بنا دیا جاتا ہے۔ اور بیرونی حرارت سے محفوظ رکھنے کے لئے بیرونی نلی کی خارجی سطح پر غیر مُوصل مادّہ چڑھا دیا جاتا ہے۔



شکل ۳۸



شکل ۳۹

اندرونی نلی میں بالائی دہانہ (شکل ۳۹) کے رستے ہوا داخل کی جاتی ہے۔ یہ ہوا ۱۳۰ ــــ ۱۵۰ اکرّاتِ ہوائیہ کے دباؤ کے ماتحت ہوتی ہے۔ جب یہ ہوا اِس نلی کے اِنتہائی سرے پر پہنچتی ہے تو یک بہ یک بند برتن میں داخل ہوتی ہے اور اِس پھیلاؤ سے اُس کی تپش گر جاتی ہے۔

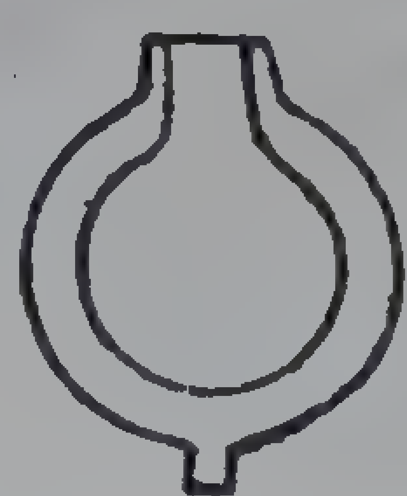
مرغولوں کے درمیان مرغولہ دار پردہ لگا ہوتا ہے اِسی سے وہ بیرونی نلی پیدا ہوتی ہے جس کا ہم نے ذکر کیا ہے۔ اصولِ عمل کی تفصیل حسب ذیل ہے:۔

نلی ا (شکل نمبر ۳۹) میں گیس ۱۳۰ —— ۱۵۰ کرّاتِ ہوائیہ کے دباؤ کے ماتحت ہوتی ہے۔ د اِس نلی کی نوک ہے۔ ڈاٹ ج سے اِس نوک کا فاصلہ اِس طرح ترتیب دیا جاتا ہے کہ برتن اور بیرونی مرغولہ دار نلی میں گیس کا دباؤ گھٹ کر ایک کرّۂ ہوائی پر آجائے۔ اب ہوا کے لئے نکاس کا صرف ایک ہی رستہ ہے۔ یعنی وہ بیرونی نلی کے رستے واپس جاتی ہے اور چوٹی کے قریب جو آخری چوڑا دہانہ ہے اُس میں پہنچ جاتی ہے۔ اِس اثنا میں وہ اُس ہوا کو ٹھنڈا کر دیتی ہے جو اندرونی نلی میں بہت دبی ہوئی موجود ہوتی ہے۔ پھر جب یہ زیادہ سرد شدہ ہوا بند برتن میں پہنچتی ہے تو پھیل کر پہلے سے اور زیادہ سرد ہو جاتی ہے۔ اور جب بیرونی نلی کے رستے واپس جاتی ہے تو اندرونی نلی کی ہوا کو اور زیادہ سرد کرتی ہوئی جاتی ہے۔ اِسی طرح آخرِکار نوبت یہاں تک پہنچ جاتی ہے کہ اندرونی نلی میں ہوا، مایع ہونا شروع ہو جاتی ہے۔ اور نوک کے رستے مایع ہوا کے قطرے بند برتن میں داخل ہونے لگتے ہیں۔ یہ مایع جُوں جُوں جمع ہوتا جاتا ہے وقتاً فوقتاً ایک کھُلمُندن کے رستے نکال لیا جاتا ہے۔

مایع ہوا ڈیوار[1] کی صُراحیوں (شکل نمبر ۴۰) میں رکھی جاسکتی ہے۔ ڈیوار کی صُراحی دو مشترک المرکز صُراحیوں پر مشتمل ہوتی ہے۔ اِن مشترک المرکز صُراحیوں کی درمیانی فضا میں خلا

[1] Dewar

پیدا کر دیا ہوتا ہے تاکہ کرۂ ہوائی کی حرارت کو مایع ہوا تک لے جانے کے لئے اِس فضاء میں کوئی گیس باقی نہ رہے۔ بیرونی صُراحی کی اندرونی سطح عموماً جِلا دے کر چمکا دی جاتی ہے۔ اِس کا فائدہ یہ ہے کہ اِرد گِرد کے اجسام سے جو حرارت بطریقِ اشعاع آتی ہے وہ جذب نہیں ہونے پاتی بلکہ مجلاّ سطح سے ٹکرا کر منعکس ہو جاتی ہے۔



شکل ۸۰

مایع ہوا

مایع ہوا باعتبارِ ترکیب معمولی گیسی ہوا سے مختلف ہو جاتی ہے کیونکہ نائیٹروجن (نقطۂ جوش -۱۹۴°)، آکسیجن (نقطۂ جوش -۱۸۲٫۴°) کی بہ نسبت، کمتر تکاثف پذیر ہے۔ چنانچہ مایع ہوا تقریباً -۱۹۰° کی تپش پر جوش کھاتی ہے جو نائیٹروجن کے نقطۂ اماعت سے بلند تر ہے۔ اور اِس میں وزناً ۵۴ فی صدی کے قریب قریب آکسیجن ہوتی ہے حالانکہ معمولی گیسی ہوا میں وزناً وہ صرف ۲۳٫۲ فی صدی ہے۔ اگر تبخیر اسی طرح جاری رکھی جائے تو بآسانی ایسا مایع حاصل ہو جاتا ہے جس میں ۷۵ تا ۹۵ فی صدی آکسیجن ہوتی ہے۔ اِس تبخیر میں جو ثفل رہ جاتا ہے اُس کی آکسیجن پمپوں سے دبا دبا کر فولادی اُستوانوں میں بھر لی جاتی ہے اور بازار میں وہ "دبی ہوئی آکسیجن" کے نام سے بکتی ہے۔ اِس آکسیجن میں تقریباً ۲ فی صدی آرگن (Argon) ہوتی ہے اور یہ اِس عنصر کے استحصال کے لئے بہت آسان ماخذ ہے۔

بیکار رُوئی اور ٹکیہ دار کوئلے سے کارتوس بنا کر مایع ہوا سے سیر کر لئے جاتے ہیں اور کان کنی میں دھماکوُ کے طور پر استعمال کیے جاتے ہیں ۔

ہیلیئم کا خاندان

۱ - آرگن

Argon

A

اس بات کو پہلے پہل ریلےؔ[1] نے محسوس کیا کہ آکسیجن اور دیگر گیسیں جس مأخذ سے بھی حاصل کی جائیں اِن کی کثافت ہر حال میں وُہی رہتی ہے اور نائیٹروجن کا یہ حال نہیں ۔ چنانچہ ہوا سے حاصل کی ہوئی ایک لیٹر ہوا جس کے متعلق یقین تھا کہ وہ خالص ہے جب تولی گئی تو اُس کا وزن ۲۵۷ر۱ گرام نکلا ۔ پھر اِس کے بعد پانچ مختلف مرکبات، مثلاً یوُریا (Urea) نائیٹروجن کے آکسائیڈز (Oxides)

---

[1] Rayleigh

وغیرہ کی تحلیل سے نائٹروجن حاصل کر کے اُس کی کثافت کا امتحان کیا تو اِس امتحان کے نتائج آپس میں تو بخوبی متفق تھے لیکن اِس طرح تیار کی ہوئی نائٹروجن کا وزن فی لیتر، باعتبارِ اوسط، ۱ء۲۵۰۵ سے زیادہ نہ تھا۔ پھر یہ اختلاف کس علت کا نتیجہ متصور ہونا چاہیئے؟ دونوں قیمتوں میں تقریباً ۶ ملی گرام کا فرق ہے۔ اور یہ فرق اتنا کثیر ہے کہ محض خطائے تجربی کا نتیجہ متصور نہیں ہو سکتا۔ پھر طبعاً یہی گمان ہونا چاہیئے تھا کہ کُرہِ ہوائی کی نائٹروجن میں کوئی اِس سے زیادہ وزنی گیس موجود ہے۔

اِس گمان کے پیدا ہونے کے بعد سنہ ۱۸۹۴ء میں ولیم ریمزے[1] بھی تحقیقات میں ریلیے کے ساتھ شامل ہو گیا۔ اور اِن دونوں نے نائٹروجن کو میگنیسیئم (Magnesium) کے ذریعہ جدا کر کے آرگن (Argon) کے استحصال میں کامیابی حاصل کر لی۔ اِس نئی گیس کا وزنِ سالمہ ۴۰ ہے اور اِس لئے ضروری ہے کہ وہ، نائٹروجن سے بھاری ہو۔

اِس بات سے مطمئن ہونے کے لئے کہ یہ گیس میگنیسیئم سے تو نہیں آ گئی ریلیے نے نائٹروجن سے آرگن کو جدا کرنے کے لئے ایک اَور قاعدہ بھی اختیار کیا۔ چنانچہ اُس نے نائٹروجن میں آکسیجن کی کافی مقدار ملا دی اور اِس آمیزہ کو ایک ایسی صُراحی میں رکھا جس کے پہلوؤں میں پلاٹینم (Platinum) کے قطب لگے ہوئے تھے۔ اِس صُراحی میں گردن کے رستے ایک نلی آتی تھی اور اِس نلی میں سے یہ انتظام کیا جا سکتا تھا کہ صُراحی کے اندر پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ

[1] William Ramsay

کے محلول کا فوّارہ لگاتار چھوٹتا رہے تاکہ صُراحی کی اندرونی سطح پر ہر لحظہ تازہ محلول موجود رہے۔ صُراحی میں ایک اور نلی بھی تھی جس کے رستے زاید محلول باہر جا سکتا تھا۔

محقق مذکور اِس صُراحی میں رکھے ہوئے گیسی آمیزہ میں برقی شرارے گزار گزار کر نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بناتا جاتا تھا اور پوٹاسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Potassium Hydroxide) اِس ٹیٹراآکسائیڈ (Tetroxide) کو لے لے کر پوٹاسیئم نائٹریٹ (Potassium nitrate) اور پوٹاسیئم نائٹرائیٹ (Potassium nitrite) میں تبدیل کرتا جاتا تھا۔ اِس طرح گیس کا حجم برابر گھٹتا چلا گیا اور آخرکار تمام نائٹروجن کی تثبیت ہوگئی۔ پھر اِس کے بعد جب زاید آکسیجن کا بھی دفعیہ کرلیا تو معلوم ہوا کہ گیسی مابقا وہی ہے جو ریمزے[1] نے حاصل کیا تھا۔

ریلے[2] کا قاعدہ حقیقت میں کیونڈش[3] کے تجربہ کا اعادہ ہے جو اُس نے ریلے سے، کچھ اُوپر ایک صدی پہلے یعنی ۱۷۸۵ء میں کیا تھا۔ اور اِس اعتبار سے یہ قاعدہ دلچسپی سے خالی نہیں۔ کیونڈش کو یہ اشتباہ ہو چکا تھا کہ کرۂ ہوائی کی غیرعامل گیس یک ذات شئے وحید نہیں۔ اُس نے بعینہٖ اِسی قاعدہ سے اِس بات کے تحقیق کرنے کی کوشش بھی کی تھی کہ آیا نائٹروجن کو الگ کرلینے کے بعد کوئی اور گیس باقی رہتی ہے۔ اور اِس تحقیقات میں اِسے ایک حد تک کامیابی بھی ہوئی۔ چنانچہ وہ خود لکھتا ہے کہ تقریباً ۰٫۸ فی صدی غیرعامل گیس باقی رہ جاتی

---

۱ Ramsay

۲ Rayleigh

۳ Cavendish

ہے ۔لیکن یہ مقدار چونکہ نہایت خفیف تھی اور آلۂ قُزح نما جس سے گیس کی اِس خفیف سی مقدار کی بھی ماہیت مشخص ہو سکتی تھی ابھی اختراع نہ ہؤا تھا اِس لئے وہ اِس مہم کو سَر نہ کر سکا اور صِرف چند قدم چل کر رہ گیا ۔اِس واقعہ سے ظاہر ہے کہ آرگن (Argon) اِکتشاف میں آنے سے ایک صدی پہلے اکتشاف کے قریب آ چکی تھی لیکن ضروری وسائل کے فقدان نے کامیابی کی راہ روک دی ۔

خواص :۔

آرگن کی تصحیح صحیح کثافت باضافتِ آکسیجن (کثافت = ۳۲) ۳۹٫۸۸ ہے ۔ جب مایع بنا لی جاتی ہے تو -۱۸۶٫۹° پر جوش کھاتی ہے ۔ پانی میں اِس گیس کی قابلیتِ حل (۴ حجم ۱۰۰ میں) نائٹروجن کی قابلیتِ حل سے اڑھائی گُنا ہے ۔ابھی تک یہ گیس کسی کیمیائی امتزاج میں داخل ہوتی ہوئی نہیں پائی گئی ۔اِسی بناء پر اِس کا نام آرگن (Argon) بمعنی غیر عامل رکھا گیا ہے ۔

اِس گیس کا وزنِ جوہر معلوم نہیں ۔ اور معلوم ہو تو کیونکر ہو ۔ وہ تو کسی چیز کے ساتھ ترکیب ہی نہیں کھاتی ۔اور وزنِ جوہر سے وہ مقدار مُراد ہے جو اُس تناسب پر دلالت کرتی ہے جس تناسب سے کوئی عنصر کیمیائی ترکیب میں داخل ہوتا ہے ۔ پھر ظاہر ہے کہ اگر وزنِ جوہر کا اصلی مفہوم نگاہ میں ہو تو آرگن کو یوں سمجھنا چاہئے کہ گویا اِس کا وزنِ جوہر ہے ہی نہیں ۔

آرگن کے متعلق جو کچھ معلوم ہے وہ محض چند ایک طبیعی خواص ہیں اور صِرف اِن ہی سے اِس کے وزنِ سالمہ پر استدلال کیا جا سکتا ہے ۔اب سوال یہ ہے کہ اِس کے طبیعی

خواص کے رُو سے اِس کا وزنِ سالمہ کیا ہونا چاہیے۔ کیا اِن طبیعی خواص کے ساتھ لگّا کھانے کے لئے آرگن کا سالمہ ایک جوہر پر مشتمل متصور ہونا چاہیے یا ایک سے زیادہ جوہروں پر؟ اِس سوال کا فیصلہ کرنے کے لئے مسئلۂ ذیل پر غور کرو:-

اگر گیسیں اپنے سالمات کے اعتبار سے کامل لچکدار کُروں پر مشتمل ہوں تو گرم کرنے سے سالمات میں صرف رفتارِ حرکت کے اعتبار سے تغیر پیدا ہونا چاہیے۔ اور سب کی سب حرارت صرف اِسی مد میں صَرف ہونی چاہیے۔ حساب و تخمین سے ہم اِس نتیجہ پر پہنچ سکتے ہیں کہ ایسی گیس کے ایک گرام سالمی جسم کی تپش میں ایک درجہ ترقی پیدا کرنے کے لئے بہر حال ۳ حرارے درکار ہیں۔ اور رَیلے[۱] نے گیسوں کی قابلیتِ حرارت کے لئے تجربتہً مندرجۂ ذیل قیمتیں (حراروں میں) مرتب کی ہیں:-

آکسیجن	O_2	۴٫۹۶
ہائیڈروجن	H_2	۴٫۸۲
نائیٹروجن	N_2	۴٫۸۲
ہائیڈروجن کلورائیڈ	HCl (Hydrogen chloride)	۴٫۷۶
کاربن ڈائی آکسائیڈ	CO_2 (Carbon dioxide)	۷٫۵۶
سلفر ڈائی آکسائیڈ	SO_2 (Sulphur dioxide)	۷٫۸۲
کلوروفارم	$CHCl_3$ (Chloroform)	۱۶٫۵۵
الکوہل	C_2H_6O (Alcohol)	۱۸٫۷۰

یہ ظاہر ہے کہ اِن گیسوں کے سالمات کی ہیئت وہ نہیں ہے جو اِس تقریر کی ابتدا میں ہم نے فرض کی ہے۔ یعنی

۱؎ Rayleigh

اِن کے سالمات کامل لچکدار ذرّات متصور نہیں ہو سکتے - اِس لئے ضروری ہے کہ حرارت کا کچھ حصّہ اُس کام میں بھی صَرف ہو جو حرارت کو اِن کثیر الجواہر سالمات کے اندرون میں کرنا پڑتا ہے - اب فہرستِ بالا پر غور کرو - جو اعداد قابلیتِ حرارت کو تعبیر کرتے ہیں اُن میں ۳ حراروں پر جتنی جتنی زیادتی ہے وہ بلاشبہ اِس امر پر دلالت کرتی ہے کہ جُوں جُوں سالمات کی ترکیبی پیچیدگی بڑھتی جاتی ہے وہ کام بھی زیادہ ہوتا جاتا ہے جو حرارت کو اندرونِ سالمات کرنا پڑتا ہے -

پارے کے بخار کی قابلیتِ حرارت عین ۳ ہے اور ہمیں معلوم ہے کہ اِس بخار کے سالمات ایک ایک جوہر پر مشتمل ہوتے ہیں - اِس لئے اِس میں تغیر درونِ سالمہ کی پیدائش کا، اور اِس پیدائش میں حرارت کے صَرف ہونے کا، کوئی موقع نہیں - پس اگر آرگن (Argon) کی سالمی قابلیتِ حرارت بھی ۳ ہو تو پھر پارے کی طرح یقیناً اِس کے وزنِ جوہر اور وزنِ سالمہ کو بھی یکساں ہونا چاہئے - اور اِس کے بعد ضرور ہے کہ آرگن کے سالمات کو ایک ایک جوہر پر مشتمل تصور کیا جائے - تجربہ سے آرگن کے متعلق بعینہٖ یہی نتیجہ مرتب ہوتا ہے -

۲ - ہیلیئم

Helium

He

اِس گیس کا زمانۂ اِکتشاف ۱۸۶۸ء ہے - یہ گیس سب سے پہلے لاکیئر[۱] کے اِکتشاف میں آئی - اِس واقعہ کی تفصیل

---

[۱] Lockyer

حسبِ ذیل ہے :-

محقق مذکور کو جرمِ آفتاب کے ضیائے محیط کی قزح میں ایک ایسا نارنجی خط نظر آیا جس کی پیدائش پر اُس زمانہ کی تمام زمینی اشیائے معلومہ میں سے کوئی ایک شے بھی قادر نہ تھی - یہ خط بہت واضح تھا - اس سے یہ گمان ہوا کہ یہ خط کسی نئے کیمیائی عنصر کا پیدا کیا ہوا ہے جو آفتاب کے مادّہ میں اچھی خاصی مقدار میں موجود ہے - اِس بناء پر محقق مذکور نے اِس کا نام ہیلیئم[1] (Helium) رکھا۔

اِس کے بعد ۱۸۹۵ء میں ریمزے[2] جب آرگن (Argon) کے ماخذ تلاش کر رہا تھا تو اُس نے اُس گیس کا بھی امتحان کیا جو ہلبرینڈ[3] نے یورینیئم (Uranium) کی کچدھات یورینائیٹ (Uranite) کو گرم کر کے حاصل کی تھی - اِس گیس کے متعلق یہ گمان تھا کہ وہ نائٹروجن ہے - لیکن ریمزے کو بصد حیرت معلوم ہوا کہ یہ گیس نہ نائٹروجن ہے نہ آرگن (Argon) - چنانچہ اِس گیس میں اکثر ایک ایسی گیس کا بہت بڑا حصّہ پایا جاتا تھا جو اِن دونوں گیسوں سے ہلکی تھی - اِس گیس کی قزح نے فوراً اِس کی ماہیت کو روشن کر دیا اور معلوم ہوا کہ یہ وُہی ہیلیئم (Helium) ہے جو لاکیئر کو ضیائے آفتاب کی قزح میں ملی تھی -

یہ گیس اب بعض دیگر معدنیات سے، اور بعض معدنی چشموں کے پانی سے، بھی حاصل کر لی گئی ہے - اور یہ بھی

---

[1] ہیلیئم یونانی کے لفظ (Helios) سے مشتق ہے جس کے معنی سُورج کے ہیں۔

[2] Ramsay

[3] Hillebrand

معلوم ہو چکا ہے کہ اِس گیس کی خفیف سی مقدار کرۂ ہوائی میں بھی پائی جاتی ہے۔

ہیلیئم میں کیمیائی ترکیب کھانے کا کوئی رُجحان محسوس نہیں ہوتا۔ چنانچہ وہ جن معدنیات میں پائی جاتی ہے اُن کے عناصر ترکیبی سے بھی ترکیب نہیں کھاتی اور دیگر عناصر کے ساتھ بھی کوئی تعامل نہیں کرتی۔

ہیلیئم کی کثافت اِس امر پر دلالت کرتی ہے کہ اِس کا وزن سالمہ ۴ ہونا چاہیئے۔ اور چونکہ یہ یک جوہر گیس ہے اس لئے یہی اِس کا وزن جوہر بھی ہے۔ اونز[۱] اِس کو مائع کی شکل میں بھی لے آیا ہے۔ یہ مائع −۲۶۸٫۵° ش (۴٫۵° مطلق) پر جوش کھاتا تھا اور اِس کی کثافت صرف ۰٫۱۵ تھی۔

دیگر ارکان

ہیلیئم (Helium) کے خاندان میں آرگن (Argon) کے علاوہ تین گیسیں اور بھی شامل ہیں:—

نیئن[۲]	(Neon)	Ne
کرپٹن[۳]	(Krypton)	Kr
زینن[۴]	(Xenon)	Xe

[۱] Onnes

[۲] نیئن یونانی کے ایک ایسے لفظ سے مشتق ہے جس کے معنی "نئے" کے ہیں۔

[۳] کرپٹن یونانی کے ایک ایسے لفظ سے مشتق ہے جس کے معنی "پوشیدہ" کے ہیں۔

[۴] زینن یونانی کے ایک ایسے لفظ سے مشتق ہے جس کے معنی "اجنبی" کے ہیں۔

رمزے[1] نے جب (۱۸۹۸ء) کرۂ ہوا سے حاصل کی ہوئی نائیٹروجن کو مایع ہوا (-۱۹۰°) سے ٹھنڈا کیا تو آرگن، کرپٹن، اور زینن، مایع ہوگئیں اور نیئن اور ہیلیئم کو اس مایع نے حل کر لیا۔ پھر جب اس آمیزہ کو حرارت پہنچائی گئی تو نیئن اور ہیلیئم دونوں خارج ہوگئیں۔ ان کے ساتھ ہی آرگن کا بھی بہت سا حصہ چلا گیا اور آرگن کے بیشتر حصہ کے خارج ہو جانے کے بعد کرپٹن اور زینن ابھی مایع ہی کی شکل میں تھیں۔ غرض اسی طرح اماعت اور کسری تبخیر کا بار بار اعادہ کرنے سے کرپٹن اور زینن، آرگن سے بھی، اور آپس میں بھی یک دوسرے سے، جدا ہوگئیں۔

اب صرف ہیلیئم اور نیئن کا جدا کرنا باقی تھا۔ اس مطلب کے لئے رمزے نے ان کے آمیزہ کے برتن کو مایع ہائیڈروجن (-۲۴۰°) میں داخل کیا تو نیئن جم کر سفید ٹھوس کی شکل میں آگئی۔ اور ہیلیئم گیس کی شکل میں رہ گئی۔ اب اس کو پمپ کے ذریعہ نیئن سے جدا کرلینا کچھ مشکل نہ تھا۔

رمزے کی تحقیقاتوں سے یہ بھی معلوم ہوا ہے کہ یہ تمام گیسیں کرۂ ہوائی کی آرگن کا $\frac{۱}{۴۰۰}$ حصہ ہیں۔

یہ سب کی سب گیسیں کیمیاءً غیر عامل اور ان کے سالمات یک جوہر ہیں۔ ان کے اوزانِ سالمات، اور چونکہ وہ یک جوہر ہیں اس لئے اوزانِ جواہر بھی حسبِ ذیل ہیں:-

نام	علامت	وزنِ سالمہ
نیئن	Ne (Neon)	۲۰٫۲
کرپٹن	Kr (Krypton)	۸۲٫۹۲
زینن	Xe (Xenon)	۱۳۰٫۲

[1] Ramsay

نائیٹن
NITON
Nt

یہ بھی ہیلیئم ہی کے خاندان کا رُکن ہے ۔ اِس کا وزنِ سالمہ ۲۲۲٫۴ ہے ۔ اِس کی پیدائش اور اِس کے حصول کی تفصیل ریڈیئم (Radium) کی تخریجات میں دیکھو۔

مشقیں

۱۔ مرطوب ہوا ۱۵° تپش اور ۷۶۰ رمر دباؤ کے ماتحت پانی کے اُوپر برتن سے محدود ہے اور اِس کا حجم ۱۵ مکعب سمر ہے ۔ اِس ہوا کو جب ۲۰ مکعب سمر ہائیڈروجن ملا کر دھماک دیا تو اِس کے حجم میں ۹٫۵ مکعب سمر کی کمی پیدا ہوئی ۔ اِن مقدمات سے معلوم کرو کہ اِس ہوا میں جو آکسیجن موجود تھی وہ اگر تنہا اور خشک ہوتی تو ۰° تپش اور ۷۶۰ رمر دباؤ کے ماتحت اُس کا حجم کیا ہوتا ۔

۲ ۔ ہوا میں حجماً ۲۱٫۰۰ فی صدی آکسیجن، ۷۸٫۰۶ فی صدی نائیٹروجن، اور ۰٫۹۴ فی صدی آرگن (Argon) ہے ۔ اِن گیسوں کی کثافتوں سے مدد لے کر معلوم کرو کہ ہوا میں وزناً اِن کا تناسب کیا ہے ۔

۳ ۔ یہ واقعہ کس طرح ثابت کرو گے کہ ہوا محض آمیزہ ہے اور اِس کے اجزاء باہم کیمیائی ترکیب کھائے ہوئے نہیں ہیں ؟

۴۔ اِنسانی جِلد کے نہایت قریب، ہوا کا جو ساکن طبقہ بن جاتا ہے اُس میں اور مذنی کپڑوں میں کیا تعلق ہے۔

۵۔ پانی کے بخاری دباؤ کی فہرست میں دیکھ لو کہ ۸° پر اور ۰° پر آبی بخار کا سیری کا دباؤ کیا کیا ہے۔ اور پھر حساب سے معلوم کرو کہ ہوا اگر ان تپشوں پر آبی بخار سے سیر شدہ ہو تو اُس میں وزناً فی مکعب میٹر کتنا کتنا پانی ہوگا۔

نویں فصل

کاربن

CARBON

کاربن کے مرکبات کی کیمیا نہایت وسیع اور پیچ در پیچ مضمون ہے۔ اِسی بناء پر اِس کو کیمیا کا ایک مستقل شعبہ قرار دے لیا گیا ہے۔ چنانچہ یہ شعبہ عموماً نامیاتی کیمیا کے نام سے مشہور ہے۔ اس شعبہ کی وجہ تسمیہ یہ ہے کہ زندہ نامیات کے مادۂ ترکیب کا اکثر حصّہ کاربن کے مرکبات پر مشتمل ہے اور زندہ نامیات سے جو اشیاء پیدا ہوتی ہیں وہ بھی بیشتر کاربن ہی کے مرکبات ہیں۔ علاوہ بریں پہلے علماء کا یہ خیال بھی تھا کہ اِن مرکبات کی تخلیق قوت حیات کی وساطت کے بغیر ناممکن ہے۔ لیکن اب تو بہت سے قدرتی نامیاتی مرکبات، بسیط تر اشیاء سے یا خود اُن کے عناصر ترکیبی کے امتزاج سے صنعاً بطریق تالیف تیار کر لئے گئے ہیں۔ اور وہ جو ابھی تک تیار نہیں ہو سکے ہیں اُن کی تیاری بھی محض اِس لئے معرض التواء میں ہے کہ اُن کی ناقیام پذیری نے، یا اُن کی ترکیب کی پیچیدگیوں نے، اشکال پیدا کر دیا ہے۔ پھر اِس کے علاوہ اب تو یہاں تک نوبت پہنچ چکی ہے کہ کاربن کے ہزارہا ایسے مرکبات بھی تیار ہو گئے ہیں جن کا،

حیوانات اور نباتات کی اقلیم میں کوئی نشان نہیں ملتا۔ چنانچہ اِن صنعی مرکبات میں بہت سے قیمتی ادویہ اور رنگ بھی شامل ہیں۔ آج کل بالجملہ ۲۰۰,۰۰۰ سے زیادہ ایسے مرکبات معلوم ہیں جن میں کاربن (Carbon) موجود ہے اور اِس تعداد میں سالانہ ہزاروں کا اضافہ ہوتا جارہا ہے۔

وہ عناصر جو کاربن کے مرکبات کی ترکیب میں داخل ہوتے ہیں اُن میں اِس امتزاج کے اعتبار سے زیادہ کثرت اور زیادہ عمومیت ہائیڈروجن (Hydrogen) اور آکسیجن (Oxygen) کو حاصل ہے۔ اور پھر اِن کے بعد علی الترتیب نائیٹروجن (Nitrogen)، لونجن عناصر اور گندک کا شمار ہے۔

کاربن کا وقوع :-

کاربن قدرتی طور پر آزادی کی حالت میں بمقدارِ کثیر پایا جاتا ہے۔ ہیرا خالص ترین قدرتی کاربن ہے اور کاربن کی تمام شکلوں میں سب سے زیادہ کمیاب بھی یہی ہے۔

خلوص کے اعتبار سے ہیرے کے بعد گریفائیٹ (Graphite) کا نمبر ہے۔ یعنی گریفائیٹ ہیرے سے کمتر خالص اور کاربن کی دیگر شکلوں سے خالص تر کاربن ہے۔ گریفائیٹ کا شمار اُن معدنیات میں ہے جو عملی مفاد کے اعتبار سے خاص قدر و قیمت کے مادّے سمجھے جاتے ہیں۔

معدنی کوئلہ بھی کاربن ہی کی ایک شکل ہے۔ لیکن اِس کے بیشتر حصّہ کا یہ حال ہے کہ وہ آزاد کاربن پر مشتمل نہیں ہوتا۔ معدنی کوئلہ متعدد شکلوں میں دستیاب ہوتا ہے۔

عُنصرانہ آزادی کی حالت میں کاربن کی تھوڑی تھوڑی سی مقداریں اُن حجری مادّوں میں بھی پائی جاتی ہیں جو بڑے بڑے عظیم الشان شہابوں کی شکل میں آسمان سے

زمین پر برستے ہیں۔

امتزاج کی حالت میں کاربن، مارش (Marsh) گیس یعنی میتھین (Methane) CH_4 میں پایا جاتا ہے جو جلانے کی قدرتی گیس کا جزوِ اعظم ہے۔ معدنی تیل سب کے سب تقریباً کلی طور پر کاربن اور ہائیڈروجن کے مختلف مرکبات کے آمیزے ہیں۔

علاوہ بریں طبقات الارض کی تمام تشکیلات، عامیسانہ دھاتوں کے کاربونیٹس (Carbonates) سے تشکل ہیں خصوصاً کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium carbonate) یعنی چونے کا پتھر، اور کیلسیئم (Calcium) اور میگنیسیئم (Magnesium) کا دوئیسلا کاربونیٹ (Carbonate) جو یورپ میں ڈولومائیٹ (Dolomite) کے نام سے مشہور ہے زیادہ کثرت سے پائے جاتے ہیں۔

کاربن کی بہروپی شکلیں:—

کاربن کی بہروپی شکلیں طبیعی خواص میں ایک دوسری سے بہت واضح اور دلچسپ اختلاف رکھتی ہیں۔ چنانچہ:۔

ہیرے کی کثافتِ اضافی ۳٫۵ ہے۔ علاوہ بریں وہ شفاف قلمی، اور نہایت سخت ہے۔

گریفائیٹ (Graphite) کی کثافتِ اضافی ۲٫۳ ہے۔ اور وہ سیاہ، چمکدار، اور بہت نرم چیز ہے۔

غیر قلمی کاربن بہت اختلاف پذیر ہے۔ چنانچہ کاجل تقریباً خالص کاربن کا باریک سفوف ہے۔ اور معمولی کوئلے کا یہ حال ہے کہ اس میں لکڑی کی بناوٹ تک بخوبی محسوس ہو سکتی ہے۔ ان کے علاوہ غیر قلمی کاربن کی بعض شکلیں اور بھی ہیں۔

لیکن اِن کی تفصیلی بحثوں میں اُلجھنے کے لئے یہ موقع مناسب نہیں - اِن بحثوں سے پہلے ہمیں اُن مادّوں کی بحثوں سے نبٹ لینا چاہیئے جن سے کاربن کی نقلی شکلیں پیدا ہوتی ہیں -

یہ تمام شکلیں ایک ہی عُنصر کی بہروپی شکلیں ہیں - اِس واقعہ کا ثبوت یہ ہے کہ یہ سب کی سب شکلیں آکسیجن میں احتراق پذیر ہیں اور سب کے احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) پیدا ہوتا ہے - علاوہ بریں ہیرے کا' اور تمام نقلی شکلوں کا' یہ حال ہے کہ جب ہوا کی عدم موجودگی میں ہم اِنہیں خوب گرم کرتے ہیں تو وہ سب کے سب گریفائیٹ (Graphite) کی شکل میں تبدیل ہو جاتے ہیں - لیکن اِن میں کیمیائی توانائی کی مقداریں مختلف ہیں - چنانچہ جب اِن میں سے ہر ایک چیز ایک ایک گرام لے کر جلائی جاتی ہے تو اِن سے حرارت کی حسبِ ذیل مقداریں حاصل ہوتی ہیں :-

ہیرے سے	۷٬۸۷۰	حرارے
گریفائیٹ سے	۷٬۸۳۵	حرارے
شکر کے کوئلے سے	۸٬۰۴۰	حرارے

کاربن کے اکثر مرکبات کا یہ حال ہے کہ جب وہ گرم کئے جاتے ہیں تو جھلس جاتے ہیں اور اِن سے آزاد کاربن حاصل ہوتا ہے - مرکبات اِس رجحان سے تشریحی کیمیاء میں کاربن کی تشخیص کا کام لیا جاتا ہے -

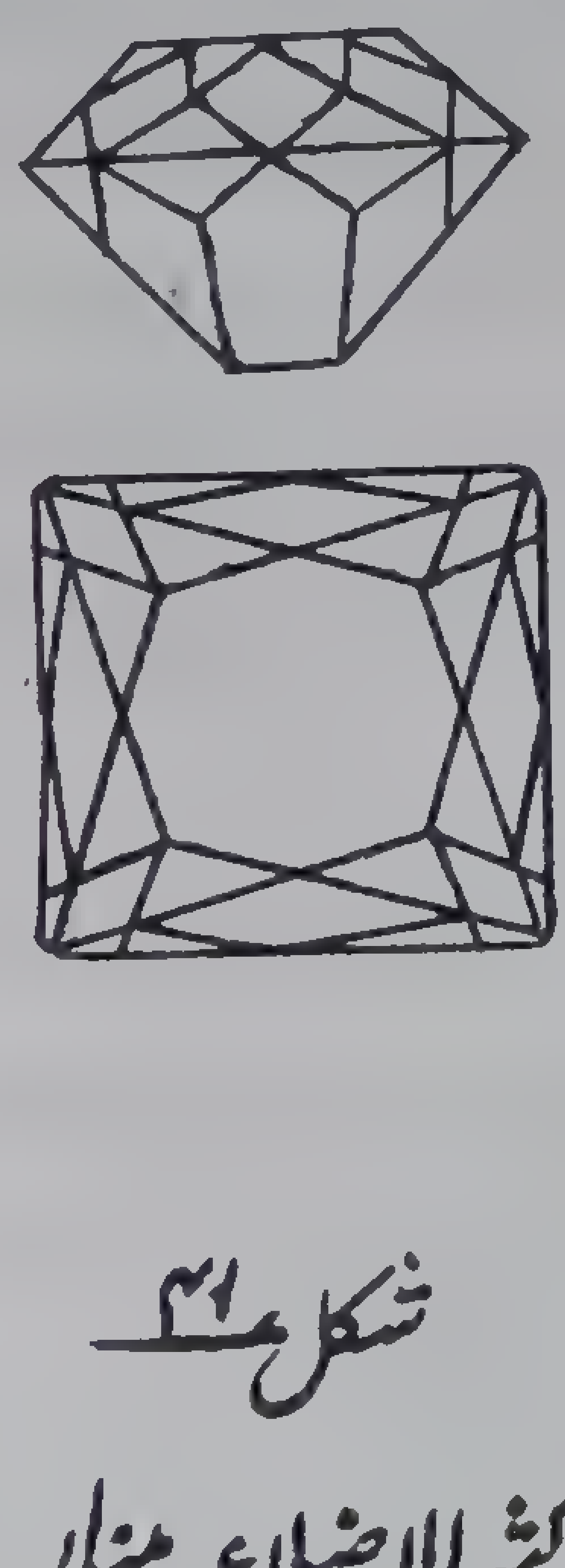
ہیرا :-

وہ ہیرے جو برازیل[۱] اور جنوبی افریقہ میں دستیاب

---

[۱] Brazil

ہوتے ہیں اُن کے وقوع کا یہ عالم ہے کہ وہ اِس طرح کی چٹانوں میں جابجا بکھرے ہوئے پائے جاتے ہیں جن کا حدوث بطنِ زمین کی آتش فشانی کا، یا مادّہ کی مسخِ ہیئت کا، نتیجہ ہے اور جن کی شکل و صورت سے معلوم ہوتا ہے کہ اِن کو ثانوی تغیرات بھی لاحق ہوئے ہیں۔ یہ ہیرے عموماً چٹانی قشروں سے ڈھکے ہوئے ہوتے ہیں جو اِن کی آب وتاب کو پوشیدہ کر دیتے ہیں۔ اِن ہیروں کی شکل و صورت طبعاً قلمی ہوتی ہے اور قلموں کے نظامِ منتظم سے تعلق رکھتی ہے۔ اِن کی شکل و صورت ایسی بھی اکثر دیکھی گئی ہے جس کا تعلق شکلِ مثمن سے ہے۔



شکل ۴۱

لیکن یہاں اِس بات کو نگاہ میں رکھ لینا چاہیئے کہ اِس قدرتی شکل کو اُس مصنوعی قلمی صورت سے قطعاً کوئی علاقہ نہیں جو "ہیراکن" ہیرے کو چھیل چھیل کر پیدا کر دیتا ہے۔ چنانچہ اُس بہترین قطع پر تراشا ہوا ہیرا جس کے رُو سے ہیرے میں کثیر ترین چمک پیدا ہو جاتی ہے، اُس کی شکل و صورت کا انداز یہ ہے کہ ایک چوڑا پہلو قاعدہ کا کام دیتا ہے اور اِس قاعدہ کے اُوپر ایک کثیرالاضلاع مینارہ (شکل ۴۱ جس میں دو منظر دکھائے گئے ہیں) کھڑا کر دیا ہوتا ہے۔ ہیرے میں صنعتی طور پر یہ شکل اِس لئے پیدا کی جاتی ہے کہ ہیرے کے اندرون سے منعکس ہونے والی ضیاء کو انعکاس کی حدِ عظمےٰ میسر آجائے۔

ہیرا، مادّہ کی ہر دیگر شکل و نوع سے سخت تر ہے (دیکھو ضمیمہ دوم)۔شاید بورون (Boron) کا ایک کاربائیڈ (Carbide) اِس کُلیہ سے مستثنےٰ ہو۔ دُوسری طرف صرف کاربورنڈم (Carborandum) اور ایک آدھ اَور مادّہ ایسا ہے جو سختی میں اِس کی سرحد کے قریب پہنچ سکتا ہے۔ اِس لئے اِس کا کُھرچنا، یا اِس کو جلا دینا، صرف ہیرے ہی کے سفوف سے رگڑ رگڑ کر ممکن ہے۔

ہیرا کاربن کا کثیف ترین بہروپ ہے۔ ہیرا اگر بے رنگ ہو تو وہ سب سے زیادہ گراں مایہ سمجھا جاتا ہے۔ اور اِس کے وہ نمونے جن میں خاص خاص رنگوں کی جھلک ہوتی ہے، اور وہ صرف اتفاقی طور پر کبھی رِل جاتے ہیں، وہ بھی نہایت قدر و قیمت کی چیزیں ہیں۔ سیاہ (یعنی کاربورنڈو Carborando)، اور بدرنگ، نمونے رگڑنے کے کاموں میں، اور شیشہ کاٹنے میں استعمال کئے جاتے ہیں۔ نلی کے مُنہ پر چڑھاکر اِن سے چٹانوں کے کاٹنے کا کام بھی لیا جاتا ہے۔اِس تدبیر کا ایک خاص فائدہ یہ ہے کہ امتحان کے لئے پُورے چٹانی طبقوں کا اُستوانہ نما نمونہ میّسر آجاتا ہے۔

ہیرا، برق کے لئے غیر موصل ہے۔ کاربن کی سب شکلیں معمولی تپش پر تمام مایعات میں ناحل پذیر ہیں۔پگھلا ہؤا لوہا کاربن کو پانچ چھ فی صدی کی حد تک حل کر لیتا ہے۔ اور اِس دَوران میں کاربن کا کچھ حصّہ لوہے کے ساتھ کیمیائی ترکیب کھا جاتا ہے۔

ہیرے آج کل نئے "بین الاقوامی" قیراط کے حساب سے بکتے ہیں جو ۲۰۰ ملی گرام کا مساوی ہے۔ اِس سے پہلے جو قیراط مروّج تھا وہ ۴ گرین[1] = ۲۰۵ ملی گرام کا تھا۔ ہیرے کی

[1] Grain

قیمت اُس کی جسامت کے ساتھ ساتھ بڑھتی جاتی ہے۔ چنانچہ اول درجہ کا "تراشا ہُوا" ہیرا اگر ۱ قیراط وزن رکھتا ہو تو اُس کی قیمت تقریباً ۲۷۰ ڈالر[1] ہوتی ہے۔ اور اگر وُہی ہیرا وزن میں ۲ قیراط ہو تو اُس کی قیمت تقریباً ۳۴۰ ڈالر فی قیراط ہو جاتی ہے۔

دنیا میں آج تک جو بڑے سے بڑا ہیرا دستیاب ہُوا ہے وہ وُہی ہیرا ہے جو کولینان (Cullinan) کے نام سے موسوم ہے۔ یہ ہیرا ٹرانسوال[2] کی حکومت نے ۱۹۰۵ء میں انگلستان کے بادشاہ ایڈورڈ[3] ہفتم کو نذر دیا تھا۔ اِس کا وزن ۳۰۳۲ (پرانے) قیراط (= ۶۲۱ گرین = ۱٫۳۷ پونڈ) تھا۔ اِنگلستان میں اِس کو کاٹ کر ۵۱۶٫۵ قیراط اور ۳۰۹ قیراط کے دو بڑے بڑے ٹکڑوں میں اور اِن کے علاوہ بہت سے چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں میں تقسیم کرلیا گیا ہے۔ اِس ہیرے کے بعد دُوسرے درجہ پر وہ ہیرا ہے جو "نظام" کے نام سے مشہور ہے۔ اِس کا وزن ۲۷۷ قیراط ہے۔ پھر اِس کے بعد وہ ہیرا ہے جس کو جوبلی[4] کہتے ہیں۔ اِس کا وزن ۲۳۹ قیراط ہے۔ اِس سلسلہ میں ہندوستان کا وہ مشہور گوہر شب چراغ بھی قابلِ ذکر ہے جو ہندوستان کے بڑے بڑے انقلابات کے ساتھ وابستہ رہا ہے۔ اِس کا نام کوہِ نور ہے اور اِس کا وزن ۱۰۶ قیراط ہے۔ ہندوستانی طلبہ اِس کے ردوبدل کی تاریخ سے بخوبی واقف ہیں۔

ہیرا قدرتی طور پر کیونکر پیدا ہوتا ہے؟ یہ سوال ابھی تک

---

[1] Dollar
[2] Transvaal
[3] Edward VII
[4] Jubilee

کماحقہٗ حل نہیں ہُوا - ہاں صنعاً البتہ ہیرا تیار کر لیا گیا ہے۔
چنانچہ ۱۸۹۳ء میں موئیسن[1] نے کاربن کو پگھلے ہوئے لوہے میں
حل کیا - پھر اِس مادّہ کو اِس طرح یک بہ یک ٹھنڈا کیا کہ
اُس کے اُوپر ٹھوس قشرہ بن گیا جس نے سُکڑ کر اندرونی مادّہ
کو دبا لیا - اِس کے بعد محققِ مذکور نے اِس تمام مادّہ کو
آہستہ آہستہ ٹھنڈا ہونے دیا - پھر جب اِس کے اندرونی حِصّہ
کو نکال کر تُرشہ میں ڈالا کہ لوہا حل ہو جائے تو ناحل پذیر
ذرّات میں چند ایسے خردبینی ٹکڑے بھی موجود تھے جن کی
شکل و صورت اور سختی وغیرہ ہیرے کی سی تھی اور جن میں
سے کسی ایک کا بھی قدوقامت ۰٫۵ مم سے زیادہ نہ تھا۔
کاربن کے بیشتر حصہ نے حسب معمول گریفائیٹ (Graphite)
کی شکل اختیار کر لی تھی۔

گریفائیٹ :-

لفظ گریفائیٹ (Graphite) یونانی کے ایک ایسے لفظ
سے مشتق ہے جس کے معنی "لکھنے" کے ہیں - چنانچہ اِس
مادّہ سے کاغذ وغیرہ پر نشان پڑ جاتا ہے اور اِسی بناء پر اِس
سے وہ پنسلیں تیار کی جاتی ہیں جو ہمارے ہاں "سُرمئی" پنسلوں
کے نام سے مشہور ہیں۔
گریفائیٹ کمبرلینڈ[2]، سائیبیریا[3]، لنکا، کینیڈا[4]، اور آسٹریا[5]

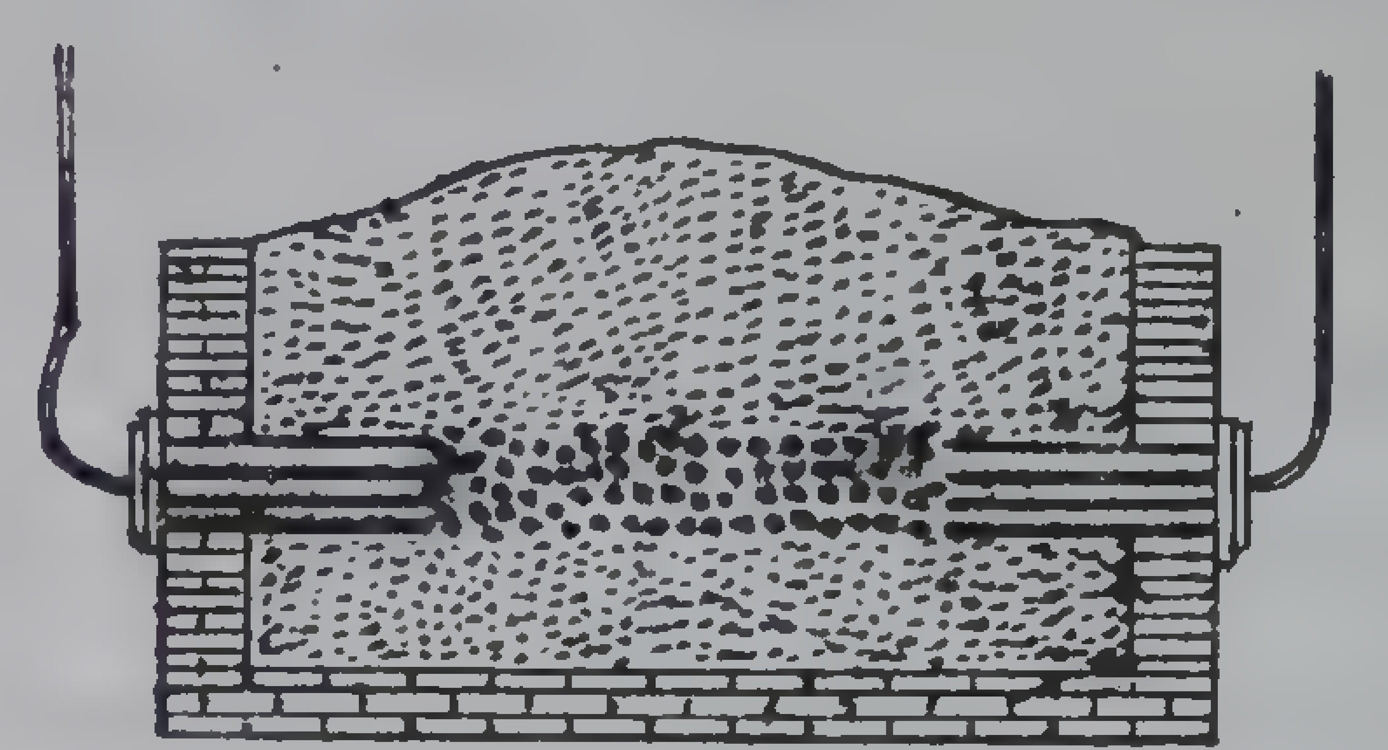
---

[1] Moissan
[2] Cumberland
[3] Siberia
[4] Canada
[5] Austria

یں بہت پایا جاتا ہے۔ اور سلطنت حیدرآباد کی سرزمین میں بھی موجود ہے۔ کانوں سے یہ مادّہ چمکدار املس چھلکوں کی شکل میں دستیاب ہوتا ہے۔ اِس کی عمدہ قلمیں نظامِ مسدس کے مطابق ہوتی ہیں۔ لیکن عمدہ قلمیں شاذ و نادر ہی میسّر آتی ہیں۔

یہ معدن نہایت نرم چیز اور ہیرے کا بالکل متضاد ہے۔ چنانچہ اِس کی کثافتِ اضافی بھی ہیرے سے کمتر یعنی ۲٫۳ ہے۔ ہیرے کے برعکس یہ برق کا مُوصِل بھی ہے۔

آج کل گریفائیٹ صنعاً بھی تیار کیا جاتا ہے۔ اِس کی تیاری میں برقی حرارت سے کام لیا جاتا ہے۔ چنانچہ ۱۹۱۵ء میں امریکہ کے اضلاعِ متحدہ میں ۲۵۴۲ ٹن[1] صنعاً تیار کیا گیا تھا۔



شکل ۴۲

اِس کی تیاری کے لئے انتھریسائیٹ[2] (Anthracite) کے دانہ دار تودے میں پیچ (Pitch) اور تھوڑی سی ریت مِلاکر طاقتور

---

[1] Ton

[2] یہ ایک قسم کا خالص معدنی کوئلہ ہے۔

متبادِل برقی رَو گزاری جاتی ہے ۔ آمیزۂ مذکور برقی رَو کے الیکٹروڈز (Electrodes) کے درمیان (شکل ۱۱۲) چُن دیا جاتا ہے اور چونکہ اِس میں برقی رَو کو بہت سی مزاحمت پیش آتی ہے اِس لئے وہ بہت تیز گرم ہو جاتا ہے ۔ تغیر کی تکمیل میں ۲۴ - ۳۰ گھنٹے صَرف ہوتے ہیں ۔

گریفائیٹ اب بیشتر کلورین (Chlorine) کی برقی صنعت کے لئے اَینوڈز (Anodes) بنانے، اور دیگر کارہائے متعلقہ میں صَرف ہوتا ہے ۔ اِس میں باریک باریک چینی مٹی ملا کر وہ "سُرمہ[1]" تیار کیا جاتا ہے جو پنسلوں کی صنعت میں کام آتا ہے ۔ مٹی ملا کر کٹھالیاں بنانے میں بھی استعمال ہوتا ہے ۔ یہ کٹھالیاں بہت بلند تپشوں پر بھی حرارت کا مقابلہ کر لیتی ہیں ۔ اور اِس لئے فولاد کے، اور اُن بھرتوں کے جن کے نقاطِ اماعت بہت بلند ہیں، پگھلانے اور ڈھالنے میں استعمال کی جاتی ہیں ۔ "سُرمہ" کی شکل میں اِس سے آہنی چولھوں پر روغن کرنے کا کام بھی لیا جاتا ہے ۔ یعنی لوہے پر اِس کے باریک باریک سے چھلکوں کا محافظ طبقہ بن جاتا ہے اور اِس لئے لوہا زنگ آلود نہیں ہوتا ۔ جن سطحوں پر رگڑ کے اثر سے اِتنی حرارت پیدا ہوتی ہے کہ تیل تحلیل ہو جاتا ہے، اور جہاں چوبی سطحیں ایک دُوسرے کے ساتھ رگڑ کھا رہی ہوتی ہیں، وہاں رگڑ کو دُور کرنے کے لئے گریفائیٹ (Graphite) ہی سے کام لیا جاتا ہے ۔

[1] پریسٹلی (Priestly) سب سے پہلا شخص ہے جس نے "سُرمئی" پنسل کی تحریر کے متعلق بتایا کہ اِس کو مٹانے کے لئے کچے ربڑ سے کام لیا جا سکتا ہے ۔

کاربن کے کیمیائی خواص

ہیرے، گریفائیٹ (Graphite)، اور نقلمے کاربن، کو ایک دوسرے سے صرف طبیعی خواص ہی میں اختلاف نہیں بلکہ غالباً کیمیائی خواص میں بھی انہیں باہم اختلاف ہے۔

اس میں شک نہیں کہ اِس قسم کے مرکبات بھی اچھے خاصے قیام پذیر ہیں جن کے سالمہ کی ترکیب میں کاربن کے بہت سے جواہر موجود ہوتے ہیں۔ اور یہ واقعہ اِس بات کی دلیل ہے کہ کاربن کے وجود میں اپنی ذات کے ساتھ ترکیب کھا جانے کا بہت کچھ رُجحان موجود ہے۔ پھر اِس بناء پر یہ یقین کچھ خلافِ قیاس نہیں کہ آزاد کاربن کا سالمہ اپنی ترکیب کے اعتبار سے پیچ در پیچ ہوتا ہے۔ اور اگر یہ یقین صحیح ہے تو پھر اِس عنصر کی قلمی شکلوں کے اختلاف کی توجیہ اِن شکلوں کے سالمات کے جواہر ترکیبی کی ترتیب کے اختلافات میں تلاش کی جاسکتی ہے۔

کاربن کی تین بہروپی شکلوں میں سے نِقلما کاربن سب سے کمتر قیام پذیر ہے۔ چنانچہ کیمیائی ترکیب میں داخل ہونے کے وقت نقلما کاربن ہی سب سے زیادہ حرارت نمودار کرتا ہے۔ اور چونکہ نِقلما کاربن بلند تپشوں پر پہنچ کر گریفائیٹ (Graphite) میں تبدیل ہو جاتا ہے اور اِن ہی شرائط کے ماتحت اگر ہیرا بھی سیاہ مادّہ کی شکل اختیار کر لیتا ہے، اِس لئے ہم قیاس کر سکتے ہیں کہ کاربن کی تینوں بہروپی شکلوں میں سے گریفائیٹ سب سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ اور اگر اَور حالت میں واقعہ یہ نہیں ہے تو کم از کم ...° ۳۰۰° پر تو یہ قیاس یقیناً صحیح متصور ہونا چاہیئے۔

کاربن کے اہم ترین مفاد اس واقعہ پر مبنی ہیں کہ اِس عنصر میں آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) CO_2 بنا دینے کا بہت رُجحان ہے۔ بعض حالات کے ماتحت کاربن مانا کسائیڈ (Carbon monoxide) CO بھی پیدا ہوتا ہے۔ یہ تعامل جو کاربن اور آکسیجن کے مابین سرزد ہوتا ہے اِس سے حصولِ حرارت کے لئے استفادہ کیا جاتا ہے۔ کاربن اِس کے علاوہ جست لوہے، تانبے اور بہت سی دیگر دھاتوں کے استحصال کے لئے بھی کام میں لایا جاتا ہے۔ چنانچہ وہ کچھ دھاتوں کو تحویل کر دیتا ہے۔ مثلاً جب باریک پِسا ہؤا کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) اور کاربن باہم مِلا کر گرم کئے جاتے ہیں تو تانبا حاصل ہوتا ہے اور اِس دَوران میں جو گیسی مرکب بنتا ہے وہ کاربن کے حسب مقدار، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) ہوتا ہے یا کاربن ڈائی آکسائیڈ اور کاربن مانا کسائیڈ (Carbon monoxide) کا آمیزہ۔ چنانچہ

$$CuO + C \rightarrow Cu + CO.$$

$$2CuO + C \rightarrow 2Cu + CO.$$

ہائیڈروجن کے ساتھ کاربن کا کیمیائی امتزاج معمولی حالتوں میں اِتنا سُست ہوتا ہے کہ مُشاہدہ میں نہیں آسکتا۔ لیکن جب کاربن میں نِکّل (Nickel) کا نہایت باریک سفوف (تماسی عامل) مِلا دیا جاتا ہے اور پھر آمیزہ کو ۵۰۰° پر پہنچا کر اُس پر ہائیڈروجن کی رَو گزاری جاتی ہے تو ۹۹ فی صدی تک میتھین (Methane) بن جاتی ہے۔ یہ تعامل متعاکس اور حرارت زائے ہے۔ اِس لئے بلند تپشوں پر اِس کی تکمیل کمتر رہتی ہے۔ چنانچہ آمیزۂ مذکور کی تپش اگر ۸۵۰° ہو تو مؤثر تعامل صرف ۱٫۵ فی صدی کی حد تک پہنچتا ہے۔

دُوسری طرف برقی قوس کے اثر کا یہ حال ہے کہ وہ اگر کاربن کے بنے ہوئے قطبوں کے مابین ہائیڈروجن گیس کے اندر بپا کی جائے تو ایسیٹیلین (C_2H_2(Acetylene) کے کچھ کچھ شائبے پیدا ہوتے ہیں۔ یہ تعامل جو ایسیٹیلین (Acetylene) کی پیدائش کا موجب ہوتا ہے یہ حرارت خوار ہے۔

کاربن اور ہائیڈروجن (Hydrogen) کے دیگر مرکبات سب کے سب بالواسطہ تعاملوں سے حاصل کئے جاتے ہیں۔

برقی بھٹّی میں جو بلند تپشیں حادث ہوتی ہیں اُن پر کاربن بہت سی دھاتوں کے ساتھ، اور بعض ادھاتوں کے ساتھ، ترکیب کھاجاتا ہے۔ اِس طرح جو مرکب پیدا ہوتے ہیں اُن کا نام کاربائیڈز (Carbides) ہے۔ مثلاً

ایلومینیئم کاربائیڈ Al_4C_3 (Aluminium carbide) -

کیلسیئم کاربائیڈ CaC_2 (Calcium carbide)

سلیکن کاربائیڈ CSi (Silicon carbide) جس کا عامیانہ نام کاربورنڈم (Carborundum) ہے۔

کیلسیئم کاربائیڈ

Calcium Carbide

CaC_2

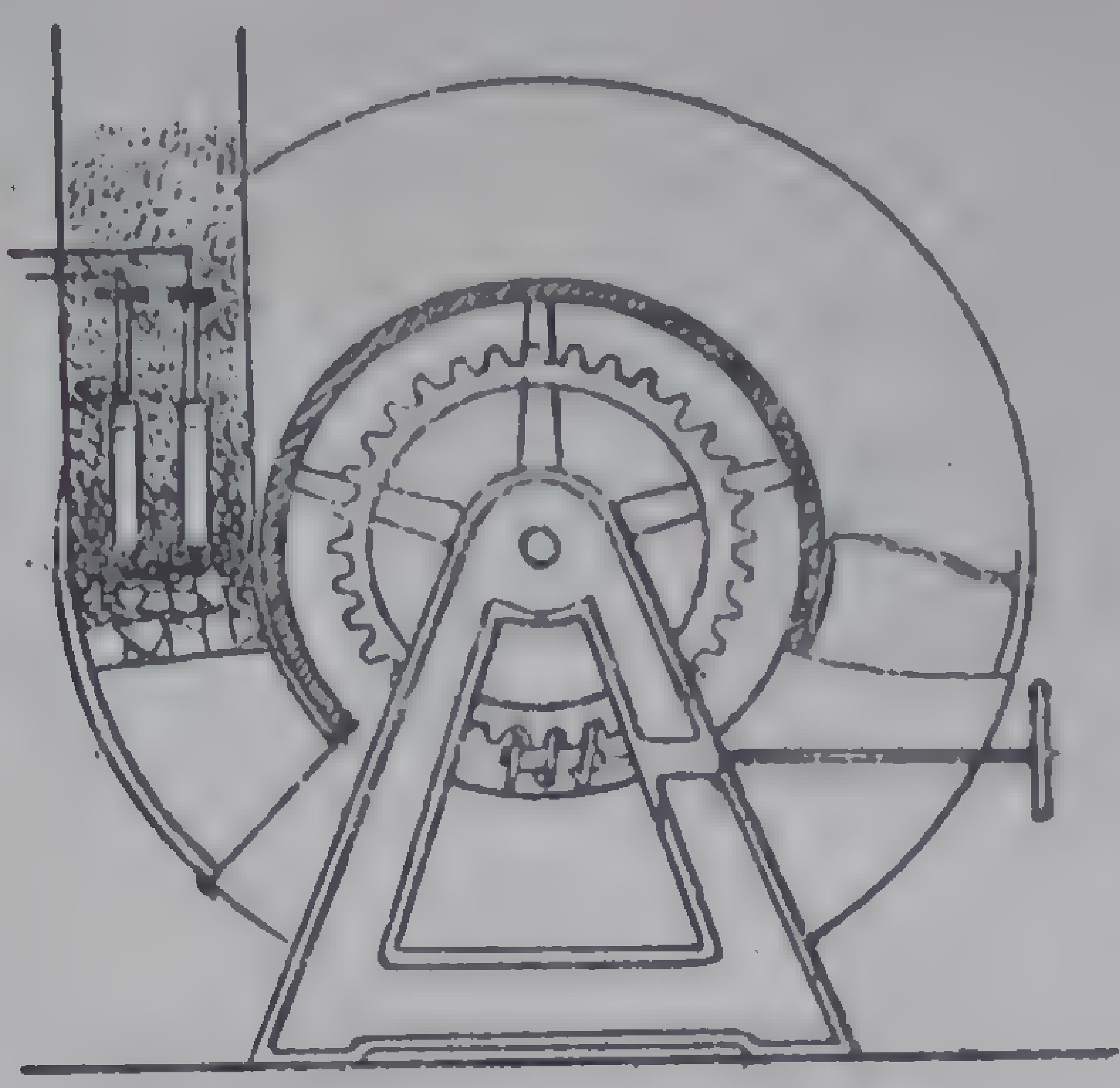
صنعتی تیاری[1] :-

[1] یہ قاعدہ تھامس وِلسن (Thomas willson) کینیڈاوی کا تجویز کیا ہؤا ہے۔

کیلسیئم کاربائیڈ، باریک پِسے ہوئے چُونے کے پتھر، یا باریک پِسے ہوئے اَنبُجھے چُونے، کے ساتھ کوک (Coke) مِلا کر آمیزہ کو برقی بھٹی میں گرم کر کے تیار کیا جاتا ہے :-

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO.$$

یہ قاعدہ مسلسل ہے - چنانچہ اشیائے متعاملہ طبل نما آلہ (شکل ۴۳) کے بائیں پہلو میں ڈالی جاتی ہیں اور حاصل دائیں پہلو سے نکالا جاتا ہے - کاربن کے قطب اِس آلہ میں اپنے اپنے مقام پر ثابت رہتے ہیں۔ جب برقی قوس بپا ہو جاتی ہے تو جُوں جُوں



شکل ۴۳

کاربائیڈ (Carbide) بنتا جاتا ہے طبل کو آہستہ آہستہ گھماتے جاتے ہیں - برقی رَو کاربن کے بنے ہوئے ایک قطب سے کاربائیڈ (Carbide) میں داخل ہوتی ہے اور دُوسرے قطب کے رستے باہر جاتی ہے - اِس جُزءً تبدیل شدہ مادّہ میں برقی رَو کو بہت سی مزاحمت پیش آتی ہے اور اِس لئے بہت سی

حرارت پیدا ہو جاتی ہے۔ پھر جب مادّۂ مذکور کے ایک طبقہ کا کیمیائی تغیر پائیۂ تکمیل کے قریب پہنچتا ہے تو مزاحمت گھٹ جاتی ہے اور رَو میں اضافہ ہو جاتا ہے۔ نتیجہ اِس کا یہ ہوتا ہے کہ آلہ کا وہ ناظر جس کے گرد برقی تار گزرتا ہے (یہ تار شکل میں درج نہیں) بروئے عمل آتا ہے اور طبل کو پھرا دیتا ہے۔ اِس طرح کاربائیڈ جُوں جُوں بنتا جاتا ہے کاربن کے قطبوں سے دُور ہٹتا جاتا ہے۔ اور نیا مادّہ جو بائیں پہلو کی طرف سے داخل کیا جاتا ہے برقی رَو کے رستے میں آتا جاتا ہے۔ لوہے کی تختیاں جو طبل کا محیط بناتی ہیں وہ بھی بائیں پہلو سے شامل کی جاتی ہیں اور دائیں پہلو پر ہٹا لی جاتی ہیں۔ دائیں پہلو پر جہاں کاربائیڈ (Carbide) طبل سے خارج ہوتا ہے ایک چھینی بھی لگا دی ہوتی ہے۔ وہ کاربائیڈ (Carbide) کو توڑتی جاتی ہے۔ طبل تقریباً تین روز میں اپنا ایک چکّر پُورا کرتا ہے۔ اِس تعامل کا حاصل یعنی کیلسیئم کاربائیڈ (Calcium carbide) ایسیٹیلین (Acetylene) C_2H_2 تیار کرنے میں کام آتا ہے:۔

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$$

ایلومینیئم کاربائیڈ

ALUMINIUM CARBIDE

Al_4C_3

تیاری:۔

ایلومینیَم کاربائیڈ' ایلومینیَم کو کاربن کی کٹھالی میں رکھ کر برقی بھٹی میں گرم کرنے سے تیار ہوتا ہے اور ایلومینیَم ٹرائی آکسائیڈ Al_2O_3(Aluminium trioxide) اور کیلسیَم کاربائیڈ (Calcium CaC_2(Carbide کو مِلاکر گرم کرنے سے بھی بنتا ہے۔

ایلومینیَم کاربائیڈ زرد قلمی مرکب ہے۔ پانی اِس کو تحلیل کرکے خالص میتھین (Methane) پیدا کرتا ہے:۔

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

کاربورنڈم

CARBORUNDUM

یا

سِلیکن کاربائیڈ

SILICON CARBIDE

SiC

صنعی تیاری :۔

یہ مرکب نیاگرا[1] کے آبشاروں کی مدد سے سالانہ سینکڑوں

---

[1] Niagra

ٹن تیار کیا جاتا ہے - اس کی تیاری میں اس قسم کی برقی بھٹی سے کام لیا جاتا ہے جو شکل ۴۲ میں دکھائی گئی ہے - کوک (Coke) اور ریت سلیکن ڈائی آکسائیڈ (SiO₂ Silicon dioxide) کے آمیزہ میں کچھ آرے کا بُرادہ ملا دیا جاتا ہے - اور پھر یہ آمیزہ بھٹی کے برقی قطبوں کے مابین تودہ کی شکل میں کھڑا کر دیا جاتا ہے اور اس تودہ کے اندر ٹکیہ دار کاربن کا قلب رکھا جاتا ہے کہ برقی رَو کے اکثر حصّہ کے لئے رستے کا کام دے - اس مادّہ میں برقی رو کو جو مزاحمت پیش آتی ہے وہ بہت بلند تپش (۱۹۵۰°) پیدا کر دیتی ہے اور اس تپش پر ریت تحویل ہو کر سلیکن کاربائیڈ (Silicon carbide) بن جاتا ہے :-

$$SiO_2 + 3C \rightarrow SiC + 2CO.$$

کاربورنڈم (Carborundum) اس قاعدہ سے اکثر خوبصورت قلمی شکل میں دستیاب ہوتا ہے - یہ نہایت سخت (دیکھو ضمیمہ دوم) مادّہ ہے یہاں تک کہ صرف ہیرا ہی ایک ایسی چیز ہے جو سختی میں اس سے بڑھا ہوا ہے - اس مادّہ کا باریک سفوف بنا کر اس میں کوئی ایسی چیز ملائی جاتی ہے جو اس کے اجزا کو باہم چپکا سکتی ہو اور پھر اس سب سے سلی اور سان کے پتھر تیار کئے جاتے ہیں -

کاربورنڈم (Carborundum) ۲۲۲۰° پر پہنچ کر تحلیل

ل ا - ایچیسن (Acheson) کا قاعدہ -

ہو جاتا ہے - پانی اِس پر کوئی عمل نہیں کرتا - تُرشوں سے بھی اِس پر کوئی اثر نہیں ہوتا - ہاں قلیاں البتہ اِس کو تحلیل کر دیتی ہیں -

دسویں فصل

کاربن کے آکسائیڈز[1]

کاربن کے چار آکسائیڈز (Oxides) معلوم ہیں جن میں سے دو یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) CO_2 اور کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) CO زیادہ معروف ہیں۔ باقی دو میں سے ایک کاربن سبآکسائیڈ (Carbon Suboxide) C_3O_2 ہے اور دوسرا میلیٹک (Mellitic) این ٹرشہ $C_{12}O_9$ جو ۵۰ ٪[2] کاربن اور ۵۰ ٪ آکسیجن پر مشتمل ہے۔ لیکن ان دونوں کو غیر نامیاتی مرکبات کی بہ نسبت نامیاتی مرکبات میں شامل کرنا زیادہ مناسب ہے۔

ان چار آکسائیڈز (Oxides) کے علاوہ دو آکسائیڈز (Oxides) اور بھی وجود پذیر ہیں۔ ان میں سے ایک C_5O_5 ہے اور دوسرا C_6O_6۔ لیکن یہ دونوں صرف آبیدہ شکلوں میں معلوم ہیں۔ چنانچہ پہلے کی آبیدہ شکل کا نام لیوکونک (Leuconic) ٹرشہ اور دوسرے کی آبیدہ شکل کا نام ٹرائیکوئینوئل (Triquinoyl) ہے۔

---

[1] "ز" جمع کی علامت ہے۔

[2] ٪ = و یعنی فی + ٥ یعنی ص مخفف صدی

کاربن ڈائی آکسائیڈ

CARBON DIOXIDE

CO_2

وقوع:-

کاربن ڈائی آکسائیڈ کرۂ ہوائی میں موجود ہے اور بعض مقامات پر زمین سے بھی بہ مقدارِ کثیر نکلتا ہے۔ چنانچہ اِس قسم کا ایک مقام جاوا میں جھیل لاک[1] کے قریب وادیٔ موت کے نام سے مشہور ہے۔ اور دُوسرا مقام اطالیہ کے شہر نیپلز[2] کے قریب واقع ہے جس کو غارِ کلب[3] کہتے ہیں۔

علاوہ بریں، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) جوشندہ معدنی پانیوں میں حل شدہ موجود ہوتا ہے۔ چنانچہ اِن پانیوں کا جوش راسی گیس کے خروج کا نتیجہ ہے۔ یعنی اِن پانیوں پر جب دباؤ کم ہو جاتا ہے تو ان میں سے یہ گیس خارج ہونے لگتی ہے۔ اِس قسم کے مشہور و معروف پانی حسبِ ذیل ہیں:-

۱۔ سلٹرز[4] کے پانی۔

۲۔ ویچی[5] کے پانی۔

۳۔ سارا ٹوگا[6] میں "چشمۂ گرم" کے پانی۔

---

[1] Laach

[2] Naples

[3] Grotta del cave

[4] Selters

[5] Vichy

[6] Saratoga

پیدائش کے طریق :-

۱- جب کاربن کو آکسیجن کی افراط میں احتراق ہوتا ہے تو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بنتا ہے :-

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

کاربن کے تمام مرکبات کے احتراق سے، اور نباتات اور حیوانات کے ریشوں کے سُست آکسیڈیشن (Oxidation) سے بھی، یہی مرکب پیدا ہوتا ہے۔

جب کاربن ہوا میں جلتا ہے تو اِس سے جو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) حاصل ہوتا ہے اُس میں، ظاہر ہے کہ، حجماً چار گنا، کرۂ ہوائی کی نائیٹروجن، موجود ہونا چاہئے۔ اِس بناء پر یہ حاصل خالص نہیں رہتا۔ لہٰذا تجارتی اغراض کے لئے جب اِس ماخذ سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) حاصل کرنا ہوتا ہے تو کارخانہ دار اِس حاصل کو دباؤ کے ماتحت پوٹاسیئم کاربونیٹ (Potassium carbonate) کے محلول میں لے جاتے ہیں۔ یہ محلول کاربن ڈائی آکسائیڈ کو جذب کرلیتا ہے :-

$$\underset{\text{گیس}}{CO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{حل شدہ}}{CO_2} + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + K_2CO_3 \rightleftharpoons 2KHCO_3$$

پھر جب پمپ کے ذریعہ دباؤ گھٹا دیا جاتا ہے تو یہ تمام تعامل متعاکس ہو جاتے ہیں اور محلول سے خالص کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) نکل آتا ہے۔ اگر گاہے گاہے تخلیص و تصفیہ کا انتظام ہوتا رہے تو پوٹاسیئم کاربونیٹ (Potassium Carbonate) کا ایک ہی محلول بار بار کام دے سکتا ہے۔

۲- اِس گیس کو جس نے سب سے اول ایک متمیز

گیس کی حیثیت سے پہچانا وہ جوزف بلیک[1] (۱۷۵۵ء) تھا۔ اُس نے سنگِ مرمر کو اور پھر میگنیشیئم کاربونیٹ (Magnesium carbonate) کو گرم کیا اور نتیجۃً یہ گیس محسوس کی :۔

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2,$$

یہ گیس چونکہ ایسی چیزوں سے حاصل ہوئی تھی جو ٹھوس ہیں اِس لئے جوزف بلیک نے اِس کا نام "ہوائے ثابت" رکھا۔ یہ تعامل جو مساوات سے تعبیر کیا گیا ہے اِس سے چُونا (کیلسیئم آکسائیڈ Caloium oxide) بنانے میں دنیا صدہا سال سے کام لے رہی تھی لیکن تعجب ہے کہ ۱۷۵۵ء تک کسی کو تنبّہ نہ ہوا کہ اِس فعل کا نتیجہ چُونے کے علاوہ کچھ اَور بھی ہے۔

معمولی کاربونیٹس (Carbonates) سب کے سب اِسی طرح تحلیل ہوتے ہیں۔ ہاں پوٹاسیئم (Potassium) اور سوڈیئم (Sodium) کے کاربونیٹس (carbonates) البتہ مستثنےٰ ہیں۔ تحلیل کے بعد کاربونیٹ (Carbonate) کی دھات کا آکسائیڈ (Oxide) باقی رہ جاتا ہے اور بعض حالتوں میں تحلیل کا عمل دھات کی آزادی تک بھی پہنچ جاتا ہے۔

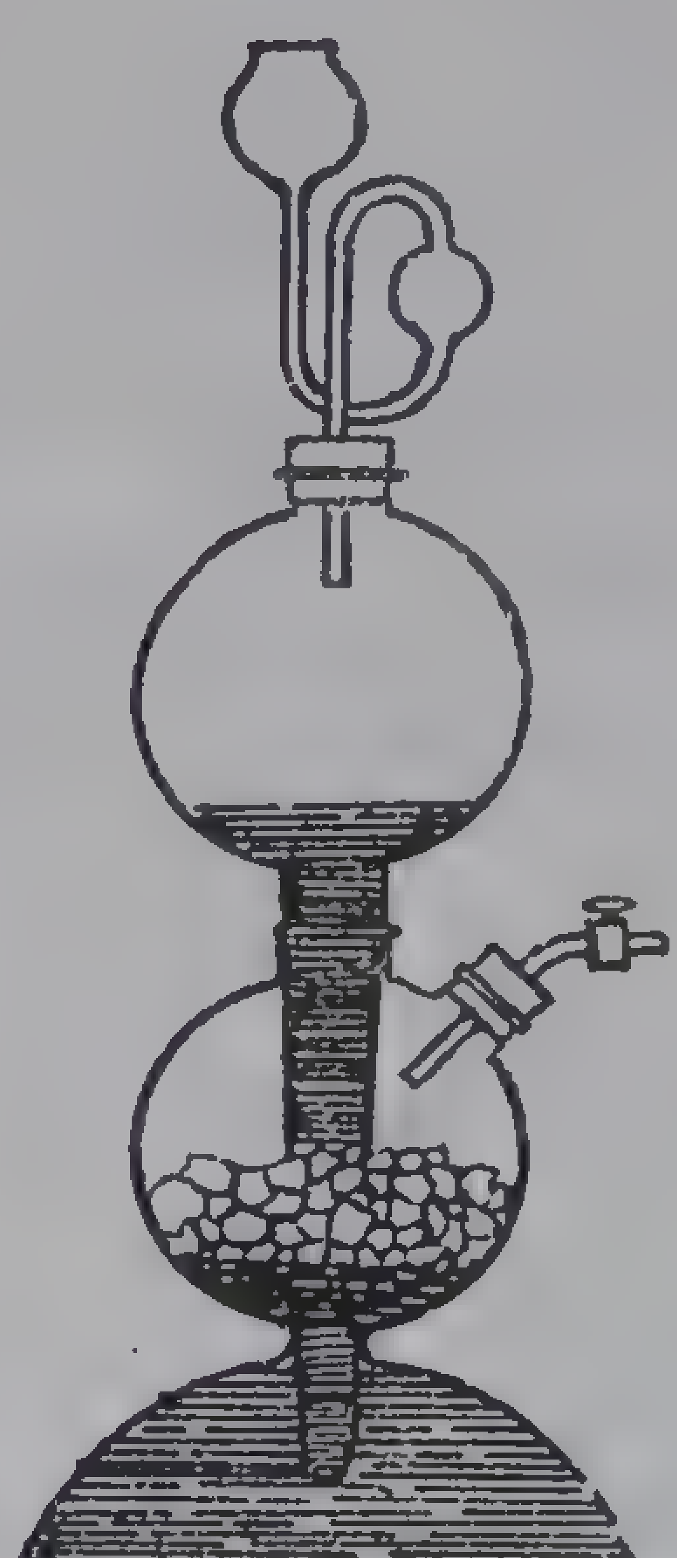
۳۔ بلیک[1] نے یہ بھی معلوم کر لیا کہ جب تُرشے کاربونیٹس (carbonates) پر عمل کرتے ہیں تو اِس صورت میں بھی کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے۔ دارالتجربہ میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اِسی قاعدہ سے تیار کیا جاتا ہے :۔

$$\left.\begin{array}{l} \underset{\text{ٹھوس}}{CaCO_3} \rightleftharpoons \underset{\text{حل شدہ}}{CaCO_3} \rightleftharpoons \overset{++}{Ca} + \overset{--}{CO_3} \\ \underset{\text{حل شدہ}}{2HCl} \rightleftharpoons 2\bar{Cl} + 2\overset{+}{H} \end{array}\right\} \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2$$

۱؎ Joseph Black

کاربونک (Carbonic) تُرشہ نہایت خفیف سا آئیونائیز (Ionise) ہوتا ہے ۔ اِس لئے اِس کے بہت سے سالمات وجود پذیر ہو جاتے ہیں ۔ اور چونکہ یہ تُرشہ نہایت ناقیام پذیر ہے اِس لئے وہ خودبخود اور معاً پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) میں تحلیل ہو جاتا ہے ۔ پھر چونکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ پانی میں بہت کم حل پذیر ہے اِس لئے وہ جُوں جُوں پیدا ہوتا ہے محلول سے خروج کرتا چلا جاتا ہے ۔ اِس مقام پر یہ واقعہ بھی نگاہ میں رہنا چاہیئے کہ سنگِ مرمر (کیلسیئم کاربونیٹ Calcium Carbonate) کی حل پذیری نہایت خفیف ہے اِس لئے تعامل میں تعادلات کا ایک پیچ در پیچ سلسلہ پیدا ہو جاتا ہے ۔

اِس قاعدہ سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کی مسلسل رَو حاصل کرنا منظور ہو تو اِس مطلب کے لئے کِپ[1] کا آلہ شکل ۴۴ استعمال کرنا چاہیئے ۔



شکل ۴۴

۴ - کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) شکر کے الکوہلی اُبال سے بھی پیدا ہوتا ہے:-

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow 4C_2H_5OH + 4CO_2.$$

اِس واقعہ کی طرف بھی سب سے پہلے بلیک[2] ہی متوجہ ہُوا ہے ۔

۵ - جب حیوانی اور نباتی مادّے سڑتے ہیں تو وہاں بھی

---

[1] Kipp [2] Black

کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے۔ یہ پیدائش جراثیم کے فعل کا نتیجہ ہے۔

طبیعی خواص:۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بے رنگ اور بے بُو گیس ہے۔ اس کی کثافت ہوا کی کثافت سے ڈیڑھ گُنا ہے۔ اپنے گرام سالمی حجم کے برابر لی جائے تو اس کا وزن ۴۴ر۲۶ گرام ہوتا ہے۔ اس کی تپش فاصل ۳۵ر۳۱° ہے۔

ٹھوس۔کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide)۔۵۶° پر پگھلتا ہے۔ اور اس کا بخاری دباؤ ۵ر۳ کُراتِ ہوائیہ ہوتا ہے۔ ٹھوس کا بخاری دباؤ ۔۷۹° پر ۱ کرۂ ہوائی ہے۔

مایع کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی کثافت ۰° پر ۹۵ر۰ ہے۔ ۰° پر اس کا بخاری تناؤ ۴ر۳۵ کُراتِ ہوائیہ ہوتا ہے اور ۲۰° پر پہنچ کر ۵۹ کُراتِ ہوائیہ ہو جاتا ہے۔بنابریں اس کو مایع حالت پر برقرار رکھنے کے لئے ضروری ہے کہ بہت مضبوط فولادی اُستوانوں میں رکھا جائے۔ اس کی بڑی بڑی مقداریں جو اکثر الکوہلی اُبال کے برتنوں سے جمع کر لی جاتی ہیں، اسی طرح کے اُستوانوں میں بکتی ہیں اور آب جوش (سوڈا واٹر، وغیرہ) کی تیاری میں استعمال کی جاتی ہیں۔

مایع کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اگر کھُلے برتن میں اُنڈیل دیا جائے تو وہ اپنی ہی تبخیر سے اپنی ذات کو اس قدر ٹھنڈا کر دیتا ہے کہ سفید، برف کا سا، مادّہ بن جاتا ہے۔ برتن کی بجائے یہ کام کپڑے کے تھیلے سے لیا جائے تو بہتر نتیجہ پیدا ہوتا ہے کیونکہ کپڑا حرارت کے لئے غیر مُوصِل ہے۔

ٹھوس کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو ۔۷۹° پر بلا اماعت تبخیر ہوتی ہے جس کی توجیہ یہ ہے کہ اس تپش پر

ٹھوس کاربن ڈائی آکسائیڈ کا بخاری دباؤ ا کرۂ ہوائی ہے اور گرد و نواح کی حرارت، تپش کو ترقی دے کر نقطۂ اماعت (-۵۶°) پر لانے میں کام آنے کی بجائے، حرارتِ تبخیر کے طور پر صرف ہو جاتی ہے۔

ٹھوس کاربن ڈائی آکسائیڈ دار التجربہ میں مبرّد کی حیثیت سے استعمال کیا جاتا ہے۔ اور برتن کے ساتھ قریبی تماس پیدا کرنے کے لئے اکثر ایتھر (Ether) اس کے ساتھ ملا دیا جاتا ہے۔ اس سے -۸۰° تک تبرید ہو جاتی ہے۔ اور پارے کا نقطۂ اماعت چونکہ -۳۹° ہے اس لئے پارا اس آمیزہ کے ذریعہ بہت آسانی سے جم جاتا ہے۔

تپشوں کے اختلاف سے کیمیائی تعامل کی رفتار میں جو فرق پیدا ہو جاتا ہے اُس کی توضیح کے لئے آمیزہ مذکورۂ بالا سے بخوبی کام لیا جا سکتا ہے۔ چنانچہ ۳۰ ٪ ہائیڈروکلورک (Hydrochlorie) ترشہ لے کر آمیزۂ مذکور سے ٹھنڈا کرو اور اُس میں سوڈیئم (Sodium) کا ذرا سا ٹکڑا ڈال دو۔ دیکھو تعامل نام کو بھی محسوس نہیں ہوتا۔ اب ترشہ کی تپش میں ترقی ہونے دو۔ دیکھو اب تعامل دم بدم تیز ہوتا جاتا ہے اور آخرِ کار دھماکو تندی تک نوبت پہنچ جاتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) ۱۵° پر ۷۶۰ مم دباؤ کے ماتحت اپنے مساوی الحجم پانی میں حل ہوتا ہے۔ اور چار پانچ کُراتِ ہوائیہ دباؤ تک ھنری[1] کا کلیہ اس کی حل پذیری پر بخوبی جاری ہو سکتا ہے۔

۸ - ۱۰ کُراتِ ہوائیہ کے ماتحت تیار کیا ہوا،

---

[1] Henry

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا آبی محلول انگریزی میں سوڈواٹر (Soda water) کے نام سے مشہور ہے اور اِسے کاربونیٹڈ واٹر (Carbonated water) بھی کہتے ہیں ۔ ہمارا ہندوستان چونکہ سرتاپا غلامانہ تقلید کی زنجیروں میں جکڑا ہؤا ہے یہاں اِس کے لئے کوئی ہندوستانی نام وضع نہیں ہؤا اور بہ تغییر تلفظ سوڈاواٹر ہی مستعمل ہو گیا ہے ۔ ہاں ایران میں البتہ اِس کو آب جوش کہتے ہیں ۔

کیمیائی خواص :-

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) قیام پذیر مرکب ہے۔ چنانچہ ۷۶۰ مم دباؤ کے ماتحت ۲۰۰۰° پر اِس کا بجوگ ۱٫۸ فی صدی تک پہنچتا ہے ۔ پھر ۲۲۰۰° پر ۴٫۹ اور ۲۵۰۰° پر ۱۵٫۸ فی صدی ہوتا ہے ۔ اِس اعتبار سے اِس کی قیام پذیری کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ وہ پانی کی قیام پذیری کے قریب قریب ہے ۔ بجوگ کا اندازہ حسبِ ذیل ہوتا ہے :-

$$2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$$

وہ دھاتیں جو زیادہ عامل ہیں اگر جلا کر ٹھوس کاربن ڈائی آکسائیڈ کے مجوّف ڈلے میں داخل کی جائیں تو بخوبی جلتی رہتی ہیں۔ اور تیز شوخ شعلہ پیدا کرتی ہیں ۔ چنانچہ میگنیشیئم (Magnesium) کا یہی حال ہے ۔ اِن دھاتوں کے احتراق سے دھاتی آکسائیڈ (Oxide) بنتا ہے۔ اور کاربن (Carbou) آزاد ہوتا ہے ۔ لیکن وہ دھاتیں جو جست اور لوہے کی طرح کمتر عامل ہیں اُن کا یہ حال نہیں ۔ چنانچہ اِس قسم کی کوئی دھات گیسی کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی رَو میں گرم کی جاتی ہے تو اِس گیس کی تحلیل، کاربن کی آزادی کی

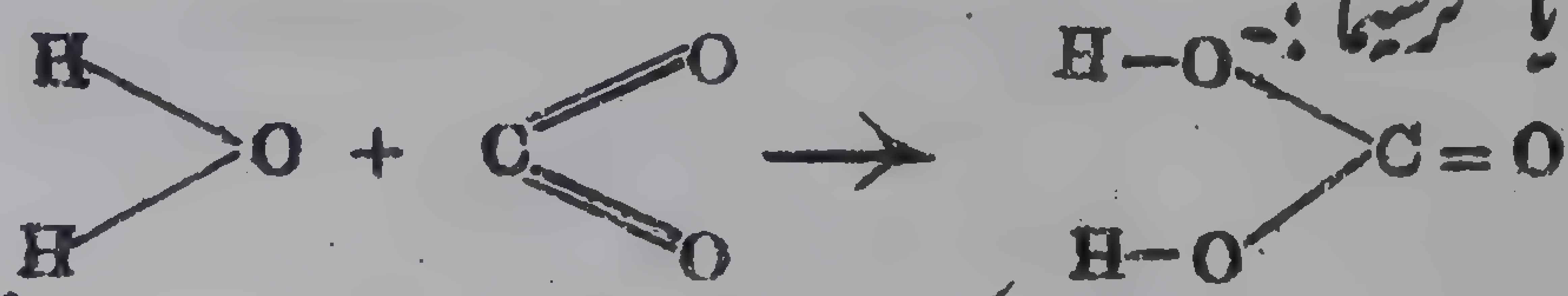
حد تک نہیں پہنچتی بلکہ دھاتی آکسائیڈ (Oxide) کے ساتھ ساتھ دُوسری چیز اِس صورت میں کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide) گیس بنتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ بہت سے دھاتی آکسائیڈز (Oxides) کے ساتھ براہِ راست بھی ترکیب کھا جاتا ہے اور وہ دھاتیں جو زیادہ عامل ہیں اُن کے آکسائیڈز (Oxides) کے ساتھ تو بالخصوص ترکیب کھاتا ہے۔ چنانچہ پوٹاسیئم (Potassium)، سوڈیئم (Sodium)، کیلسیئم (Calcium)، وغیرہ کے آکسائیڈز (Oxides) اِس خصوص میں خاص طور پر قابلِ ذکر ہیں۔ امتزاج کا نتیجہ ہر حال میں کاربونیٹ (carbonate) کی پیدائش ہے۔ اِن واقعات سے تم بخوبی سمجھ سکتے ہو کہ کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium Carbonate) جب حرارت کے عمل سے تحلیل ہوتا ہے تو یہ عمل کیوں متعاکس ہو جاتا ہے۔ حقیقت یہ ہے کہ جب کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا دباؤ کافی ہو جاتا ہے تو تعامل کی سمت اُلٹ جاتی ہے اور تحلیل کی بجائے ترکیب حادث ہونے لگتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) جب پانی میں حل ہوتا ہے تو ایک ناقیام پذیر سا ترشہ بنا دیتا ہے جو کاربونک (Carbonic) ترشہ کے نام سے موسوم ہے:-

$$H_2O + CO_2 \rightleftarrows H_2CO_3$$

یا ترسیماً:-



یہ حقیقت میں میٹا کاربونک (Metacarbonic) ترشہ ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) CO_2 کا متجاوب آرتھو کاربونک (Orthocarbonic) ترشہ $C(OH)_4$ یا بہ شکلِ دیگر H_4CO_4

ہونا چاہئے۔ لیکن یہ تُرشہ وجود پذیر نہیں۔

اِس مقام پر یہ بات یاد رکھنے کے قابل ہے کہ انگریزی میں اَبن تُرشہ CO_2 اکثر کاربونک (Carbonic) تُرشہ کے نام سے بھی موسوم کیا جاتا ہے۔ لیکن CO_2 کا یہ نام غلط اور محض غلط ہے۔ CO_2 محض اَبن تُرشہ ہے۔ اِس سے کوئی تُرشگانہ عمل سرزد نہیں ہو سکتا۔

کاربونِک تُرشہ

H_3CO_3

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا آبی محلول کمزور سے تُرشگانہ خواص کا اظہار کرتا ہے۔ چنانچہ وہ، برق کا مُوصِل ہے لیکن بخوبی اُس کو اِیصال نہیں کرتا۔ لِتمس کو سُرخ کر دیتا ہے لیکن اُس وضاحت کے ساتھ سُرخ نہیں کرتا جو طاقتور تُرشوں کا خاصہ ہے۔ اِس کا ضُعفِ خواص صِرف اِسی ایک بات کا نتیجہ نہیں کہ اِس کو آئیونائیزیشن (Ionisation) کمتر لاحق ہوتا ہے بلکہ اِس ضُعف میں یہ واقعہ بھی بہت کچھ دخیل ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے معمولی محلول بہت ہلکائے ہوتے ہیں۔ کاربونک (Carbenic) تُرشہ کے آئیونائیزیشن (Ionisation) کا انداز بیشتر حسبِ ذیل رہتا ہے :-

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons \overset{+}{H} + H\overset{-}{C}O_3$$

کاربونک (Carbonic) تُرشہ کے آئیونائیزیشن (Ionisation) کا یہ عالم ہے کہ عُشرِ طبعی محلول میں اِس تُرشہ کے، فی ہزار دو

سے بھی کمتر سالمات، آیُونائیز (Ionise) شدہ ہوتے ہیں۔ گیس اور اُس کے محلول میں تعادل کی پیدائش کے شرائط حسبِ ذیل ہیں :—

حل شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا بیشتر حصّہ تو پانی میں محض طبیعی طور پر حل شدہ رہتا ہے اور تھوڑا سا حصّہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر کاربونک (Carbonic) تُرشہ کی شکل میں آ جاتا ہے۔ پھر اِس حصّہ کو جو تُرشہ کی شکل میں آگیا ہے آیُونائیزیشن (Ionisation) لاحق ہوتا ہے اور بیشتر اُسی انداز سے لاحق ہوتا ہے جو کمزور دو اساسی تُرشوں کا خاصّہ ہے۔ یعنی اِس سے دو آیُونز (Ions) $\overset{+}{H}$ اور $H\bar{C}O_3$ پیدا ہوتے ہیں۔ اور پھر $H\bar{C}O_3$ سے تھوڑا سا $CO_3^{=}$ بھی بن جاتا ہے۔ اِس سے ظاہر ہے کہ اِس قسم کے محلول میں چار تعادل پیدا ہوتے ہیں جو ایک دُوسرے پر موقوف رہتے ہیں۔ چنانچہ

$$\underset{\text{گیس}}{CO_2} \rightleftarrows \underset{\text{حل شدہ}}{CO_2} + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 \rightleftarrows \overset{+}{H} + H\bar{C}O_3 \rightleftarrows \overset{+}{H} + \overset{=}{CO_3}$$

جب محلول گرم کر دیا جاتا ہے تو غیر ممتزج کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) گیس کی شکل میں خارج ہوتا ہے اور یہ واقعہ سب کے سب تعادلوں کو توڑ دیتا ہے۔ اِس لئے تُرشہ کے آیُونز (Ions) باہم ترکیب کھا کر تُرشہ کے سالمات پیدا کرتے ہیں اور پھر اِن سالمات کو تحلیل لاحق ہوتی ہے۔ نتیجہ اِس کا یہ ہے کہ بہت جلد مندرجہ بالا تمام تعامل اُلٹ جاتے ہیں اور اِسی طرح آخرکار سب کی سب گیس خارج ہو جاتی ہے۔

اب واقعات کے دُوسرے پہلو پر غور کرو۔ جب تُرشہ کے محلول میں کوئی ایسی اساس ملا دی جاتی ہے جس سے

ہائیڈرا آکسائیڈ (Hydroxide) کے آئیونز (Ions) حادث ہو سکتے ہیں تو ترشہ کے ہائیڈروجن آئیونز (Hydrogen ions)، اساس کے پیدا کئے ہوئے ہائیڈر آکسل (Hydroxyl) آئیونز (Ions) کے ساتھ ترکیب کھا کر، پانی بنا دیتے ہیں اور اس طرح خود غائب ہو جاتے ہیں۔ نتیجہ اس کا یہ ہوتا ہے کہ مندرجہ بالا تعاملوں میں اقداماً حرکت پیدا ہو جاتی ہے۔ اور جب تک اساس کی مقدار معادل کے نصف سے تعامل کر کے سب کا سب مادہ $H\bar{C}O_3$ میں تبدیل نہیں ہو جاتا یہ حرکت برابر جاری رہتی ہے۔ ہاں یہ البتہ ضروری ہے کہ اس $H\bar{C}O_3$ کا تعلق اب اساس کے مثبت آئیونز (Ions) کے ساتھ ہوتا ہے۔ اس کے بعد اگر اساس کی مقدار، معادل کامل تک پہنچا دی جائے تو حاصل $\bar{C}O_3$ ہونا چاہئے۔

نمک

کاربونک (Carbonic) ترشہ دو اساسی ترشہ ہے۔ اس لئے اس سے نمکوں کے دو سلسلے پیدا ہوتے ہیں۔ یعنی طبعی اور ترشئی۔ طبعی نمکوں کو کاربونیٹس (Carbonates) اور ترشئی نمکوں کو بائی کاربونیٹس (Bicarbonates) یا ترشئی کاربونیٹس کہتے ہیں۔

کاربونیٹس اور بائی کاربونیٹس

جب کسی اساس، مثلاً سوڈیم ہائیڈرا آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے محلول میں کاربونک (Carbonic) ترشہ کا آبی محلول بہ افراط

مِلایا جاتا ہے، یا جیسا کہ عام معمول ہے جب کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) براہِ راست قلی کے محلول میں گزارا جاتا ہے، تو پانی بنتا ہے اور سوڈیئم (Sodium) کا ترشئی کاربونیٹ (بائی کاربونیٹ Bicarbonate) بن کر محلول میں رہ جاتا ہے:—

$$H_2CO_3 + NaOH \rightleftarrows H_2O + NaHCO_3$$

یا

$$\overset{+}{H} + O\bar{H} \rightarrow H_2O$$

یہ بائی کاربونیٹ (Bicarbonate) اصطلاحاً تو ترشئی نمک ہے لیکن اِس کا محلول تعدیلی ہوتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ وہ بجوگ جو $H\bar{C}O_3$ کا موجب ہونا چاہئے نہایت خفیف سا لاحق ہوتا ہے۔ اگر اِس بائی کاربونیٹ (Bicarbonate) کے محلول میں سوڈیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Sodium hydroxide) بقدرِ مُعادِل مِلا دیا جائے تو طبعی کاربونیٹ (Carbonate) حاصل ہوتا ہے:—

$$NaOH + NaHCO_3 \rightleftarrows H_2O + Na_2CO_3$$

یا

$$O\bar{H} + H\bar{C}O_3 \rightleftarrows H_2O + \bar{C}O_3$$

طبعی سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium carbonate) کا محلول اُن تمام نمکوں کے محلولوں کی طرح جو طاقتور اساس اور کمزور تُرشہ پر مشتمل ہوتے ہیں، قلویانہ تعامل کرتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ $H\bar{C}O_3$ پیدا کر دینے کا رُجحان مندرجہ بالا آئیونِک (Ionic) عمل میں قابلِ احساس تعاکس پیدا کر دیتا ہے اور $H\bar{C}O_3$ بجائے خود، آئیونائیزیشن (Ionization) کو بہت خفیف سا قبول کرتا ہے۔

طبعی کاربونیٹس (Carbonates) پانی میں ناحل پذیر ہیں۔ پوٹاسیئم (Potassium) سوڈیئم (Sodium) اور امونیئم (Ammonium) کے طبعی کاربونیٹس (Carbonates) البتہ اِس عموم سے مستثنا ہیں۔ ناحل پذیر طبعی کاربونیٹس (Carbonates) بطریقِ ترسیب حاصل ہو سکتے ہیں بشرطیکہ مناسب آئیونز (Ions) کام میں لائے جائیں۔ مثلاً:۔

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightleftarrows BaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

رسوب

یا

$$\overset{++}{Ba} + \overset{=}{CO_3} \rightleftarrows BaCO_3\downarrow$$

رسوب

بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) اور کیلسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Calcium hydroxide) کے آبی محلولوں کے ساتھ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کے تعامل کا بھی یہی انداز ہے:۔

$$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 \rightleftarrows CaCO_3 + 2H_2O$$

رسوب

یہ ترسیبیں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کے لئے مابہ التشخیص کے طور پر استعمال کی جاتی ہیں۔ علاوہ بریں ہوا کے کاربن ڈائی آکسائیڈ کی تخمین میں بھی اِن سے استفادہ کیا جاتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی افراط کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium carbonate) کو کیلسیئم بائی کاربونیٹ (Calcium bicarbonate) میں تبدیل کر دیتی ہے۔ یہ ترشئی نمک طبعی نمک سے زیادہ حل پذیر ہے۔ یہی وجہ ہے کہ اکثر

"چونے" کی اچھی خاصی مقداریں قدرتی پانیوں میں حل شدہ موجود رہتی ہیں۔یعنی قدرتی پانیوں میں حل شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ موجود ہوتا ہے اور وہ "چونے" کو پانی میں حل کر دیتا ہے (دیکھو پانی کا بھاری پن):۔

$$H_2CO_3 + CaCO_3 \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$$

اِس تعامل میں تعاکس کا اچھا خاصا رجحان ہے۔اِس لئے سب کے سب کاربونیٹ (Carbonate) کو بائی کاربونیٹ (Bicarbonate) میں بدل دینے کے لئے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی اچھی خاصی افراط درکار ہوتی ہے۔

اِسی طرح لوہے (دیکھو فولادی پانی جس میں $FeCO_3$ حل شدہ موجود ہوتا ہے)، میگنیشیئم، اور جست کے کاربونیٹس (Carbonates) بھی پانی میں حل ہو جاتے ہیں۔اور واقعہ یہ ہے کہ قدرتی طور پر اِن تمام کاربونیٹس (Carbonates) کو اِس وسعت کے ساتھ جو حل، نقل مکان، اور ترسیب، کے واقعات پیش آتے رہتے ہیں وہ حقیقت میں اِسی تعامل کے اقدام و تعاکس کا نتیجہ ہیں۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ کے مفاد:۔

ہم پہلے بتا چکے ہیں کہ یہ گیس آب جوش کی تیاری میں استعمال ہوتی ہے۔ اِس کے علاوہ اِس مرکب کے اَور مصارف بھی ہیں۔ چنانچہ سوڈیئم بائی کاربونیٹ (Sodium bicarbonate) $NaHCO_3$ کی صنعت میں اور سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium carbonate) $Na_2CO_3;10H_2O$ کی صنعت میں اِس کی بہت بڑی بڑی مقداریں صرف ہوتی ہیں۔ سوڈیئم بائی کاربونیٹ (Sodium bicarbonate) ڈبل روٹی بنانے میں اور سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium Carbonate) کپڑے دھونے میں کام آتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ سفیدہ کی صنعت میں بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ سفیدہ سیسے کا ایک اساسی کاربونیٹ (Carbonate) $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$ ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) چونکہ کامل طور پر آکسیڈائیزڈ (Oxidised) چیز ہے اِس لئے احتراق پذیر نہیں۔ اور چونکہ وہ بہت قیام پذیر ہے اِس لئے معمولی احتراق پذیر چیزیں اِس میں آکر بجھ جاتی ہیں۔ ہوا سے اُس کی احتراق انگیزی کی خاصیت سلب کر لینے کے لئے کاربن ڈائی آکسائیڈ کا تھوڑا سا فی صدی تناسب بخوبی کفایت کرتا ہے۔ چنانچہ اِسی واقعہ پر آگ بجھانے کا انتظام مبنی ہے۔ یعنی ایک ایسے حوض میں جو بآسانی ایک جگہ سے دُوسری جگہ لے جایا جاسکتا ہے سوڈیم بائی کاربونیٹ (Sodium bicarbonate) کا ہلکایا محلول رکھا رہتا ہے۔ اور اِس محلول کے ساتھ ایک بوتل میں سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ بھی موجود ہوتا ہے۔ جب یہ حوض اُلٹ دیا جاتا ہے تو تُرشہ بہ کر محلول مذکور میں آجاتا ہے اور اِن دونوں کے تعامل سے کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے:۔

$$2NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows Na_2SO_4 + H_2CO_3 \rightleftarrows 2H_2O + CO_2$$

جب محلول میں کا مایع اِس گیس سے سیر ہو جاتا ہے تو پھر باقی گیس اُوپر آکر محلول پر دباؤ ڈالتی ہے اور محلول کو دباکر زور سے نکاس نلی کے رستے باہر لاتی ہے۔ اِس طرح محلول سے جو دھار پیدا ہوتی ہے وہ آگ بجھانے میں استعمال کی جاتی ہے۔ یہ محلول اِس مطلب کے لئے اپنے مساوی الحجم پانی کی بہ نسبت زیادہ موثر ثابت ہوتا ہے۔ اِس کی وجہ محض یہ ہے کہ محلول کے ساتھ ساتھ کاربن ڈائی آکسائیڈ بھی آگ کے

جیز میں پہنچ جاتا ہے اور وہاں کی ہوا سے اُس کی احتراق انگیزی کی خاصیت سلب کر لیتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو جو سب سے زیادہ عجیب و غریب تغیر لاحق ہوتا ہے وُہی غالباً بنی نوعِ انسان کے لئے سب سے زیادہ سودمند ہے اور لطف یہ ہے کہ اُسی کی ماہیت سب سے کمتر معلوم ہے۔ یہ تغیر اُس تعامل کا نتیجہ ہے جس کے ذریعہ نباتات اِس گیس کو غذا کے طور پر کام میں لاتے ہیں۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ بہ حیثیتِ غذائے نباتات

وہ ننھے ننھے سے خانے جن پر نباتات کی ساخت بنی ہے اُن کی دیواریں سیلولوز (Cellulose) یعنی $(C_6H_{10}O_5)_x$ کی بنی ہوتی ہیں۔ اور خانوں کے اندر نشاستہ $(C_6H_{10}O_5)_y$ کے باریک باریک سے دانے ہوتے ہیں۔ یہ دانے نباتات کے خاص خاص حصّوں میں بالخصوص دستیاب ہوتے ہیں۔ اور پھلوں میں تو شکریں یعنی $C_6H_{12}O_6$ اور $C_{12}H_{22}O_{11}$ بھی موجود ہوتی ہیں۔ علاوہ بریں نباتات میں پروٹینز (Proteins) کا وجود بھی لازم ہے اور یہ چیزیں کاربن، ہائیڈروجن، آکسیجن، نائیٹروجن، اور فاسفورس (Phosphorus) پر مشتمل ہیں۔ پھر نباتات کی غذا کے لئے ضروری ہے کہ وہ نباتات کو یہ عناصر بہم پہنچائے۔ اِن کے علاوہ پوٹاسیئم (Potassium) کے مرکبات بھی نباتات کے لئے ضروری ہیں۔

جڑوں اور تنوں کے رستے پانی کی بڑی بڑی مقداریں نباتات میں سرایت کرتی رہتی ہیں اور اُن کے ساتھ ساتھ

نائیٹروجن، گندک، فاسفورس (Phosphorus)، اور پوٹاسیئم، کے حل پذیر مرکبات کی کافی مقداریں بھی نباتات کے وجود میں پہنچ جاتی ہیں۔ لیکن نباتات کو اِن اشیاء کے علاوہ کاربن کی بھی ضرورت ہے اور کاربن اِس مطلب کے لئے ایسی حالت میں ہونا چاہئیے کہ نباتات میں جذب ہو سکتا ہو۔ نباتات کو اِس حالت کا کاربن کُرۂ ہوائی سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی شکل میں بہم پہنچتا ہے۔ اور نباتات میں اُن ننھے ننھے سُوراخوں کے رستے داخل ہوتا ہے جو پتوں کی سطوحِ زیرین میں بالخصوص موجود ہوتے ہیں۔

ضوابط CO_2 اور $C_6H_{10}O_5$ کے مقابلہ سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو نباتات کا غذا کے طور پر جزوِ بدن بنانا عملِ تحویل پر موقوف ہونا چاہیئے۔ واقعہ یہ ہے کہ پتوں کا سبز مادّہ اور اُن کا پروٹوپلازم (Protoplasm)، دونوں کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ تعامل کرتے ہیں اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کی آکسیجن کو آزاد کر دیتے ہیں۔

اِس تعامل کے متعلق علماء کا ظن غالب یہ ہے کہ اِس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ تحویل ہو کر فارم ایلڈیہائیڈ (Formaldehyde) CH_2O بن جاتا ہے۔ اور پھر فارم ایلڈیہائیڈ وہ چیز ہے کہ اِس سے دار التجربہ میں بھی شکریں تیار کی جا سکتی ہیں:۔

$$6CH_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6$$

شکروں کے علاوہ دیگر مرکبات، مثلاً نشاستہ اور سیلولوز (Cellulose) ہیں جن کو نباتات بمقدارِ کثیر تعمیر کرتے رہتے ہیں۔ اِن کے متعلق بھی یہی باور کیا جاتا ہے کہ اِن کی تعمیر بھی اِسی قسم کے تعاملوں کا نتیجہ ہے۔ وہ تعامل جن پر نباتات

کا یہ فعل بہ ہیئتِ مجموعی مشتمل ہوتا ہے اگر اُن کی تفصیل و ترتیب کو نظرانداز کر دیا جائے تو ہم کیمیائی تغیر کو سرسری طور پر مندرجہ ذیل حر کیمیائی مساوات سے تعبیر کر سکتے ہیں:-

$$6CO_2 + 5H_2O + 671,000 \text{ حرارہ} \rightarrow C_6H_{10}O_5 + 6O_2$$

یہ اعداد سرسری طور پر اُس توانائی کی مقدار کو تعبیر کرتے ہیں جو سیلولوز (Cellulose) کی پیدائش کے لئے بہم پہنچنی چاہیئے۔ اور دیگر مرکبات کی پیدائش کے لئے توانائی کی جو مقداریں درکار ہیں وہ بھی اِسی رتبہ کی ہیں۔ پھر سوال یہ ہے کہ توانائی کی یہ کثیر مقدار نباتات کو کہاں سے میسّر آتی ہے؟ اِس سوال کا جواب تلاش کرنے کے لئے یہ امر نگاہ میں رہنا چاہیئے کہ تعامل مذکور صرف اُس وقت حادث ہوتا ہے جب کہ آفتاب کی روشنی بھی حیزِ تعامل میں موجود ہو۔ چنانچہ پانی کو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) سے سیر کر کے اُس میں سبز پتے رکھ دیئے جائیں اور یہ پانی آفتاب کی روشنی میں رکھا ہو تو آکسیجن آزاد ہونا شروع ہو جاتی ہے اور جمع کی جا سکتی ہے۔ لیکن اگر یہ پانی ایسی تاریکی میں رکھ دیا جائے کہ وہاں تک شعاعِ آفتاب کا نفوذ ممکن نہ ہو تو پھر یہ نتیجہ پیدا نہیں ہوتا۔

واقعہ یہ ہے کہ اِس تعامل میں جو کثیر مقدار توانائی کی جذب ہوتی ہے، اور جس کو مساوات میں ہم نے حرارت سے تعبیر کیا ہے، وہ آفتاب کی روشنی سے بہم پہنچتی ہے۔

یہاں یہ امر بھی ذکر کے قابل ہے کہ حیوانات کی طرح نباتات بھی آکسیجن سے استفادہ کرتے ہیں اور کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بناتے ہیں۔ لیکن نباتات کا یہ فعل دن کی روشنی میں اُس پہلے فعل سے دب جاتا ہے اور محسوس

نہیں ہوتا ۔ ہاں تاریکی میں البتہ بخوبی محسوس ہو سکتا ہے ۔

توانائی جس سے دنیا کا کاروبار چلتا ہے بیشتر دو ماخذوں سے بہم پہنچتی ہے ۔ ایک پانی کی طاقت سے اور دُوسرے لکڑی کے احتراق سے یا معدنی کوئلے کے احتراق سے کہ وہ بھی لکڑی ہی کی بدلی ہوئی شکل ہے ۔

پانی بخار سے آتا ہے اور بخار کو آفتاب کی حرارت پیدا کرتی ہے ۔ یہ بخار مجتمع ہو کر مینہ کی شکل اختیار کرتا ہے اور اِس طرح پانی ہو کر آخرکار دریاؤں میں پہنچ جاتا ہے ۔

لکڑی اور کوئلے میں جو کچھ حرارت کا ماخذ ہے وہ بخوبی ظاہر ہے ۔ لکڑی بیشتر سیلولوز (Cellulose) یعنی $(C_6H_{10}O_5)_2$ پر مشتمل ہے ۔ اور جب لکڑی جلتی ہے تو اِس سے تین چیزیں پیدا ہوتی ہیں ۔ یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide)، پانی، اور حرارت ۔ دُوسرے لفظوں میں اِس واقعہ کو یوں سمجھنا چاہیئے کہ لکڑی کا احتراق، تعامل مذکورۂ بالا کا عکس ہے ۔ یعنی

$$C_6H_{10}O_5 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 5H_2O + 671000 \text{ حرارہ}$$

اور اِس سے ظاہر ہے کہ آفتاب کی روشنی نباتات کی وساطت سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور پانی جمع کرتی ہے ۔ پھر توانائی بہ شکلِ ضیاء بہم پہنچاتی ہے اور ہمارے لئے لکڑی اور آکسیجن پیدا کرتی ہے ۔ پھر اِس کے بعد جب لکڑی اور آکسیجن کے کیمیائی تعامل سے احتراق حادث ہوتا ہے (یعنی لکڑی جلتی ہے) تو وہ ابتدائی چیزیں ہمیں پھر واپس مل جاتی ہیں اور وہ توانائی جو ابتداءً لکڑی کی تخلیق میں صرف ہوئی تھی وہ حرارت کی شکل میں ہمارے پاس آ جاتی ہے ۔ بس ہمارے توانائی حاصل کرنے کے دونوں ماخذ درحقیقت ایک ہی

اصل، یعنی اشعۂ آفتاب، کے شاخسانے ہیں۔

نباتات کے نشاستہ کو جلا دینے کی بجائے اگر ہم غذاء کھا کر ہضم کریں تو اِس صورت میں اُس کو ایک تغیر نہیں بلکہ متعدد تغیرات لاحق ہوتے ہیں۔ لیکن تغیرات کے آخری نتائج اِس صورت میں بھی وُہی ہیں یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور پانی جو ہمارے پھیپھڑوں اور ہماری جِلدوں کے رستے خارج ہوتے ہیں، اور اِن کے علاوہ ایک حرارت اور دُوسرے توانائی کی وہ دیگر اشکال جو حیوانی جسم میں حادث ہوتی رہتی ہیں۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ ہم اپنے اعصاب سے کام لیں، یا بھاپ کا اِنجن کام میں لائیں، یا پن چکّر استعمال کریں، ہر حال میں توانائی کا اصلی ماخذ وُہی ضیائے آفتاب ہے۔

اِس بات کو نظر انداز نہ کرنا چاہیئے کہ محض کوئلے ہی کا وجود توانائی کی ذخیرہ گاہ نہیں بلکہ کوئلے کا مادّہ اور ہوا کی آکسیجن دونوں اس میں برابر کے حِصّہ دار ہیں۔ ہمارا کرۂ ہوائی اگر آکسیجن کی بجائے کاربن اور اُس کے مرکبات پر مشتمل ہوتا تو اِس صورت میں ہم اپنی حسبِ عادت کوئلے کے ذخیروں کی جگہ آکسیجن، اور آکسیجن کے مرکبات، کو تصور کرتے اور پھر یقیناً ہم یہی کہتے کہ قُدرت نے ہمارے لئے آکسیجن کے وجود میں توانائی ذخیرہ کی ہے۔ اور آکسیجن ہی کے وجود میں ہم اِس کو خریدتے بھی۔ موجودہ حالت میں ہم توانائی کو عادتاً کاربن کے وجود میں تلاش کرتے ہیں اور کہتے بھی یہی ہیں کہ اِسی مادّہ سے ہمیں توانائی بہم پہنچتی ہے۔ لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ ہمارے تصور کا یہ مخصوص انداز محض ہماری عادت کا فریب ہے اور اِس عادت کی تخلیق اِس بات کا نتیجہ ہے کہ آکسیجن ہمیں مُفت بہم پہنچتی ہے اور کوئلے، لکڑی، وغیرہ، وغیرہ، خریدنا پڑتے ہیں۔

ضیاء کیمیائی عمل

تمہیں یاد ہوگا کہ کیمیائی تعاملات میں ضیاء، اشیائے متعاملہ کو، حاملانہ مدد دیتی ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن (Hydrogen) اور کلورین (Chlorine) کے آمیزہ پر جو عمل، ضیاء سے سرزد ہوتا ہے اور ہائپوکلورس (Hypochlorous) ترشہ کے آبی محلول پر ضیاء جو کچھ اثر کرتی ہے وہ علمِ کیمیا کے متعارف واقعات ہیں۔ یہ تعامل توانائی زائے ہیں اور مناسب حالات کے ماتحت خود بخود حادث ہوتے ہیں۔ لیکن ضیاء کی کیمیائی کارگزاری اسی سرحد پر ختم نہیں ہوتی بلکہ ضیاء بعض کیمیائی تعاملوں کے حدوث کی واقعی علتِ اولیٰ بھی ہے۔ چنانچہ اِس قسم کے تعاملوں میں ضیاء اِس طرح کیمیائی تغیر پیدا کرتی ہے کہ خود فی الواقع بمقدارِ کثیر صَرف ہو جاتی ہے۔ چنانچہ سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) کو آفتاب کی روشنی میں رکھ دینے سے جو تحلیل لاحق ہوتی ہے وہ اِسی قسم کے تعامل کا نتیجہ ہے۔ اور نباتات کے وجود میں نشاستہ، وغیرہ، کی پیدائش جس کا ذکر ہم نے تقریرِ بالا میں کیا ہے وہ بھی اِسی نوعیت کے تعامل کی مثال ہے۔

ضیاء کی کیمیائی کارگزاری کے متعلق یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ ضیاء کی ہر طول کی موجیں، یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ ضیاء کے تمام رنگ، ہر حال میں یکساں مؤثر ہیں۔ اور یہ بھی خیال نہ کرنا چاہیئے کہ خاص خاص طولوں کی موجیں کیمیائی عاملیت میں بالخصوص ممتاز ہیں۔ واقعہ یہ ہے کہ خاص خاص چیزوں پر خاص خاص طولوں کی موجیں بالخصوص اثر کرتی ہیں۔ چنانچہ سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) کی

تحلیل کے لئے سبز اور آسمانی رنگ ضیاء بہت عامل اور سُرخ ضیاء اِس کے لئے تقریباً بے اثر ہے۔ اور وہ تعامل جس میں نباتات کا سبز مادّہ بروئے کار آتا ہے اُس میں کیمیائی تغیر کی پیدائش سُرخ اور زرد ضیاء کی عاملیت کا نتیجہ ہے۔ چنانچہ نباتات اگر آسمانی رنگ ضیاء کے سامنے (مثلاً آسمانی رنگ شیشہ سے ڈھک کر) رکھ دئے جائیں تو وہ اپنے اِرد گرد کی ہوا میں سے ذرا سا کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بھی جذب نہیں کر سکتے۔

آنکھ کے پردۂ شبکیہ میں جو کیمیائی اشیاء موجود ہیں معلوم ہوتا ہے کہ وہ اُن اشیاء کی مشابہ ہیں جو نباتات کے پتّوں میں ہوتی ہیں۔ چنانچہ اِن پر بھی سُرخ اور زرد ضیاء ہی کا سب سے زیادہ اثر ہوتا ہے۔ دُوسرے لفظوں میں یوں سمجھو کہ سرتا پا یکساں حدت کی قزح ہو اور اُسے کوئی نباتات یا کوئی انسانی نگاہ دیکھے تو سُرخ اور زرد حِصّوں میں وہ قزح سب سے زیادہ شوخ معلوم ہوگی اور آسمانی رنگ سرے کی طرف اُس کا اچھا خاصا حِصّہ محض غیر مرئی رہ جائیگا۔ دُوسری طرف یہ حال ہے کہ اگر کسی ایسی آنکھ کا وجود ممکن ہو کہ اُس میں شئے عامل کی جگہ سِلوَر کلورائیڈ (Silver chloride) نے لے رکھی ہو تو اُس کے لئے قزح مذکور کا وہ سرا جو سُرخ رنگ کی طرف ہے یقیناً غیر مرئی ہوگا اور آسمانی رنگ سرا اور ماورائے بنفشئی اُس کو سب سے زیادہ شوخ نظر آئیگا۔

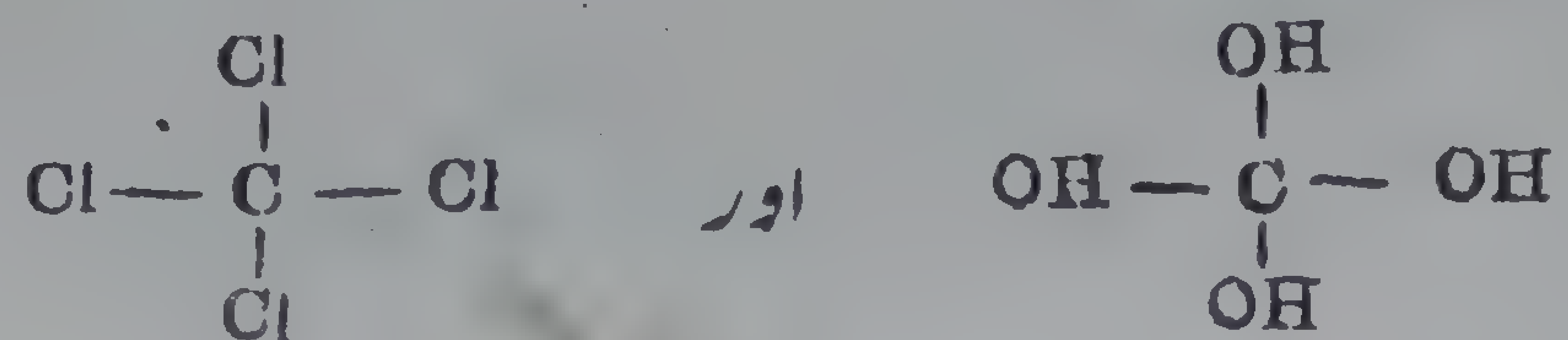
کاربونک تُرشہ کے کلورائیڈز

کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ

Carbou tetrachloride

CCl_4

اِس مرکب کو ترکیب کے اعتبار سے ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ وہ گویا موہوم آرتھوکاربونک (Orthocarbonic) تُرشہ $C(OH)_4$ کا کلورائیڈ (Chloride) ہے جو اِس طرح پیدا ہُوا ہے کہ تُرشۂ مذکور کی ترکیب میں چاروں ہائیڈرآکسل (Hydroxyl) اصلیوں کی جگہ کلورین (Chlorine) کے چار جوہروں نے لے لی ہے - چنانچہ ترسیماً



صنعی تیاری :-

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) میں ذرا سی آئیوڈین (Iodine) حل کر کے اور پھر اِس آمیزہ میں خشک کلورین (Chlorine) کی رَو گزار کر تیار کیا جاتا ہے۔ آئیوڈین تعامل میں محض تماسی عامل کا کام دیتی ہے:-

$$CS_2 + 3Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$$

اِس حاصل شدہ آمیزہ میں سے کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ

(Carbon tetrachloride) پہلے کشید کر لیا جاتا ہے کیونکہ اس کا نقطۂ جوش پست تر (۷۷°) ہے۔ اور پھر سلفر مانو کلورائیڈ (Sulphur monochloride) S_2Cl_2 کو خالص کر کے، ربڑ کے ولکنائیز (Vulcanise) کرنے کے لئے رکھ لیا جاتا ہے۔ سلفر مانو کلورائیڈ (Sulphur monochloride) کا نقطۂ جوش ۱۳۶° ہے۔ اِس لئے کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetra chloride) اِس سے بآسانی جُدا ہو سکتا ہے۔

خواص:-

کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetrachloride) بے رنگ مایع ہے۔ دُہنیات کو، تارکول کو، اور بہت سے دیگر نامیاتی مرکبات کو، حل کر لیتا ہے۔ صنعت کے کاموں میں اُون میں سے، السی کے بنے ہوئے سُوت وغیرہ میں سے، تیل پیدا کرنے والے بیجوں میں سے، اور ہڈیوں میں سے تیل اور چربی جدا کرنے کے لئے استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ کام گیسولین[1] (Gasoline) اور بنزین (Benzene) سے بھی لیا جاتا ہے۔ لیکن یہ دونوں چیزیں اشتعال پذیر ہیں۔ اِس بناء پر کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetrachloride) اِس مطلب کے لئے ترجیح کی نظر سے دیکھا جاتا ہے۔

"کاربونا (Carbona)" جو کپڑوں، دستانوں، اور جُوتوں، کے دھبے دُور کرنے کے لئے استعمال کیا جاتا ہے، حقیقت میں بنزین (Benzene) ہے جس میں اِس قدر کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetrachloride) مِلا دیا ہوتا ہے کہ آمیزہ نااشتعال پذیر ہو جاتا ہے۔

آگ بجھانے کی وہ چیزیں جو پائیرین (Pyrene) کے نام

[1] لہ

سے مشہور ہیں اُن کا جزوِ اعظم یہی کاربن ٹیٹراکلورائیڈ (Carbon tetrachloride) ہے۔ جلتی ہوئی آگ کے شعلوں پر ڈالنے سے مایع کو تبخیر ہوتی ہے اور مایع کی تبخیر میں حرارت کے صرف ہو جانے سے جلتے ہوئے مادّہ کی تپش گھٹ جاتی ہے۔ علاوہ بریں مایع کا بخار ہوا کی جگہ لے لیتا ہے اور آکسیجن کے بہم نہ پہنچنے سے احتراق رُک جاتا ہے۔

کاربونائیل کلورائیڈ

Carbonyl chloride

$COCl_2$

اِس مرکب کو فاسجین (Phosgene) بھی کہتے ہیں۔ فاس (Phos) یونانی لفظ (φως) ہے جس کے معنی ضیاء کے ہیں۔ اور جین (Gene) یونانی لفظ جینان (γενναν) سے مشتق ہے۔ جینان کا ماخذ سنسکرت کا وُہی لفظ ہے جس سے اُردو کے لفظ جننا کا اشتقاق ہُوا ہے۔ بہ ہیئتِ مجموعی فاسجین (Phosgene) سے لغتاً ضیاء زائیدہ مُراد ہے۔ اور وجہِ تسمیہ یہ ہے کہ ضیائے آفتاب کا حاملانہ اثر اِس کی تخلیق کا موجب ہوتا ہے۔

یہ مرکب ترکیب کے اعتبار سے میٹا کاربونک (Metacarbonic) ترشہ $CO(OH)_2$ کا کلورائیڈ (Chloride) متصور ہونا چاہیئے۔ چنانچہ ترسیماً

$$O=C\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix}$$

اور

$$O=C\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}$$

صنعی تیاری :-

صنعی پیمانہ پر کاربونائیل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) تیار کرنے کے لئے کاربن مانا کسائیڈ (Carbon monoxide) اور کلورین کا آمیزہ حیوانی کوئلے پر گزارا جاتا ہے۔ تعامل میں حیوانی کوئلہ تماسی عامل کا کام دیتا ہے :-

$$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$$

خواص :-

یہ مرکب، مایع ہے جو ۸° پر جوش کھاتا ہے۔ اِس سے گلوگیر بُو آتی ہے۔ بنزین (Benzene) میں اور بعض دیگر ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) میں حل پذیر ہے۔ جب پانی کو چھوتا ہے تو فوراً ہائیڈرولائیز (Hydrolyse) ہو جاتا ہے، اور کاربونک (Carbonic) ترشہ اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ بنا دیتا ہے۔ یہ واقعہ اِس امر کی ایک بیّن شہادت ہے کہ اِس مرکب کو میٹا کاربونک (Meta carbonic) ترشہ کا کلورائیڈ (Chloride) متصور ہونا چاہیئے :-

$$COCl_2 + 2H_2O \rightarrow H_2CO_3 + 2HCl$$

یوریا
Urea

$$CO(NH_2)_2$$

اِس مرکب کا ذکر اِس مقام پر اِس لئے ضروری ہے کہ وہ، کاربونائیل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) سے پیدا

ہوتا ہے - چنانچہ امونیا (Ammonia) اور کاربونائیل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) جب ٹولوئین (Toluene) میں حل کر کے بمقدارِ مناسب باہم ملائے جاتے ہیں تو اِن کے تعامل سے یُوریا (Urea) پیدا ہوتا ہے جو ایک نہایت دلچسپ کیمیائی چیز ہے۔

$$O{=}C\begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} + \begin{matrix} H{-}NH_2 \\ H{-}NH_2 \end{matrix} \rightarrow O{=}C\begin{matrix} NH_2 \\ NH_2 \end{matrix} + 2HCl$$

امونیا (Ammonia) بافراط ہونی چاہئے تاکہ تعامل میں جو ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) پیدا ہوتا ہے اُس کے ساتھ ترکیب کھا جائے - پھر اِس اعتبار سے کیمیائی تعامل کی مکمل تعبیر حسبِ ذیل ہو جائیگی :-

$$COCl_2 + 4NH_3 \rightarrow CO(NH_2)_2 + 2NH_4Cl$$

یُوریا (Urea) سفید قلمی ٹھوس ہے - الکوہل اِس کو حل کر لیتا ہے اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کو حل نہیں کرتا - اِس بناء پر ہم یُوریا (Urea) کو الکوہل سے دھو کر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) سے جُدا کر سکتے ہیں - اور پھر کشید کر کے اِس کو الکوہل سے حاصل کر لینا کچھ مشکل نہیں -

اِس مرکب کی پیدائش پر غور کرو - اِس کی تالیف میں کاربونائیل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) اور امونیا (Ammonia) کے تعامل سے کام لیا گیا ہے - اور اِن دونوں چیزوں کا یہ حال ہے کہ وہ اپنے اجزائے ترکیبی سے تیار ہو سکتی ہیں - پس اگر یہ تعامل سلسلہ کا آخری تعامل تصور کر لیا جائے تو ہم کہہ سکتے ہیں کہ ہم نے یُوریا (Urea) کو اُس کے عناصرِ ترکیبی سے تعمیر کر لیا ہے -

یہ مرکب اُس وقت بھی بخوبی معلوم تھا جب کہ ابھی اِس کی تالیف کا کوئی قاعدہ علماء کی نگاہ میں نہ آیا تھا۔ بلکہ اُس وقت سے ایک رات پہلے دنیا اِس کے وجود سے آشنا ہو چکی تھی۔ چنانچہ حیوانی جسم کے نائیٹروجن دار مرکبات کی تحلیل کا خاص الخاص حاصل یہی مرکب ہے اور حیوانات کے مایع فضلات میں بھی پایا جاتا ہے۔ یہ مرکب ایک صنعی نامیاتی مرکب تصور کیا جاتا تھا اور اِس تصور کا مدار علیہ یہ خیال تھا کہ صرف حیوانی قوتِ حیات ہی اِس کی تخلیق پر قادر ہو سکتی ہے۔ لیکن آخرکار ۱۸۲۸ء میں ووہلر[1] نامی ایک کیمیا دان اِس کی صنعت میں کامیاب ہوگیا۔ یہ پہلی کامیابی تھی جو اربابِ کیمیا کو ایک حقیقی "نامیاتی" چیز کی تیاری میں حاصل ہوئی اور واقعہ یہ ہے کہ اِس کی تیاری نے پھر اِس قسم کے بہت سے نئے نئے اکتشافات کا دروازہ کھول دیا۔ چنانچہ ۱۸۴۰ء کے قریب قریب آکر تو وہ زمانہ بھی آگیا کہ نامیاتی کیمیا جس کا ایک ایک نکتہ "اسرارِ حیات" کی کارفرمائی تصور کیا جاتا تھا اپنے اُس موہوم مرکز سے ہٹ کر محض کاربن کے مرکبات کی کیمیا متصور ہونے لگی۔ اور یہ ظاہر ہے کہ کاربن کے مرکبات کی کیمیا حقیقت میں غیر نامیاتی کیمیا ہی کی ایک شاخ ہے۔

ووہلر[1] کا طریقِ تالیف :-

ووہلر نے یُوریا (Urea) کی تالیف میں امونیئم سائیانیٹ $NH_4.CNO$ (Ammonium cyanate) سے کام لیا ہے اور یہ ایک ایسا مرکب ہے جس کی تیاری میں افعالِ حیات کے

[1] Wöhler

پیدا کئے ہوئے مرکبات میں سے کسی ایک مرکب کے بھی ہم شرمندۂ احسان نہیں۔

جب امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) خود یا امونیئم (Ammonium) کے کسی نمک کا اور پوٹاسیئم سائیانیٹ (Potassium cyanate) کا پانی میں حل کیا ہوا آمیزہ، کچھ دیر تک نرم نرم آنچ سے گرم کیا جاتا ہے تو امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) کو اندرونی سالمی تغیر لاحق ہوتا ہے۔ اور پھر جب مائع ٹھنڈا ہوتا ہے تو یوریا (Urea) کی لمبی لمبی منشوری قلمیں بن جاتی ہیں۔ چنانچہ پہلی صورت میں:-

$$NH_4.CNO \rightleftarrows CO(NH_2)_2$$

اور دوسری صورت میں:-

$$NH_4Cl + KCNO \rightarrow KCl + NH_4.CNO$$

اور پھر

$$NH_4.CNO \rightleftarrows CO(NH_2)_2$$

چونکہ تعامل متعاکس ہے اس لئے تقریباً چار پانچ فی صدی امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) نا متغیر رہ جاتا ہے۔

امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) اور یوریا (Urea) اپنے کیمیائی خواص کے اعتبار سے بالکل مختلف اور جداگانہ چیزیں ہیں۔ چنانچہ امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) نمک ہے اور نمک بھی ایسا کہ بہت آئیونائیز (Ionise) ہوتا ہے۔ اور یوریا (Urea) کا یہ حال ہے کہ وہ کسی طرح بھی نمک کی حد میں نہیں آسکتا بلکہ وہ تو امونیا (Ammonia) کی طرح ایک ایسا مرکب ہے کہ ترشوں کے ساتھ ترکیب کھا کر نمک پیدا کرتا ہے۔

اِس قسم کے مرکبات جن کی ترکیب بھی یکساں ہو اور

سالمات میں اُن کے عناصر ترکیبی کی مقداریں بھی مساوی ہوں اُنہیں کیمیا کی اصطلاح میں **متشاکل الترکیب** کہتے ہیں - چنانچہ امونیئم سائیانیٹ (Ammonium cyanate) اور یُوریا (Urea) باہم متشاکل الترکیب ہیں - اِن دو مرکبوں کے لئے ضابطوں کی جو شکلیں اختیار کی گئی ہیں وہ حقیقت میں اِس کوشش پر مبنی ہیں کہ اِن مرکبوں کی سالمی ساخت کا تخالف نگاہ میں آجائے اور پھر اِس تخالف سے اِن کے خواص کے اختلافات کی توجیہ ہو سکے۔

خواص :-

پانی میں حل کیا ہُوا یُوریا (Urea) خاص خاص تخمیرات کے حاملانہ عمل سے مدد پاکر پانی کے دو سالمے لے لیتا ہے اور امونیئم کاربونیٹ (Ammonium carbonate) میں تبدیل ہو جاتا ہے:-

$$CO(NH_2)_2 + 2H_2O \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightleftharpoons 2NH_3 + H_2O + CO_2.$$

امونیئم کاربونیٹ (Ammonium carbonate) ناقیام پذیر مرکب ہے - اِس لئے وہ تحلیل ہو جاتا ہے اور اپنی امونیا (Ammonia) اور اپنے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو آزاد کر دیتا ہے - چنانچہ حیوانی فضلات کی تحلیل سے جو امونیا کی تیز بُو پیدا ہوتی ہے وہ جُزءً اِسی تعامل کا نتیجہ ہے۔

کاربن مانا آکسائیڈ

Carbon monoxide

CO

تیاری:۔ دارالتجربہ میں کاربن مانا آکسائیڈ اُس ٹھوس، سفید، قلمی چیز کو جسے آگزیلک (Oxalic) تُرشہ کہتے ہیں صُراحی میں ڈال کر اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر گرم کرنے سے حاصل ہو سکتا ہے۔ سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ اِس تعامل میں محض نابندگانہ عمل کرتا ہے:۔

$$H_2C_2O_4 \rightarrow CO_2 + CO + H_2O$$

اِس حاصل شدہ گیسی آمیزہ سے خالص کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) حاصل کرنے کے لئے آمیزہ کو دھون بوتل میں رکھے ہوئے پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) کے محلول میں سے، گزارنا چاہئے۔ یہ محلول، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کو جذب کر لیتا ہے اور کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) آگے نکل جاتا ہے۔

آگزیلک (Oxalic) تُرشہ کی بجائے کوئی آگزیلیٹ (Oxalate) بھی استعمال کیا جا سکتا ہے۔

اگر فارمک (Formic) تُرشہ کو یا سوڈیئم فارمیٹ (Sodium formate) کو سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر گرم کیا جائے تو اِس صورت میں خالص کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) حاصل ہوتا ہے۔ سلفیورک تُرشہ یہاں بھی محض نابندہ عامل کا کام دیتا ہے۔ چنانچہ

$$H.COOH \rightarrow H_2O + CO$$

اور

$$2H.COONa + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H.COOH$$

اور پھر

$$H.COOH \rightarrow H_2O + CO$$

جب کوئلے دہک رہے ہوتے ہیں تو اُن کے اُوپر عموماً جلتے ہوئے کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) کا نیلا شعلہ نظر آتا ہے۔ وہاں یہ گیس، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) سے پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ پہلے کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتا ہے۔ اور پھر جب وہ کوئلوں کے بالائی طبقوں میں سے گزرتا ہے تو تحویل ہو جاتا ہے:-

$$CO_2 + C \rightarrow 2CO$$

جب کسی دھات، مثلاً جست، پر کاربن ڈائی آکسائیڈ کی رَو گزاری جاتی ہے اور دھات کو حرارت پہنچائی جاتی ہے تو وہاں بھی کاربن ڈائی آکسائیڈ کو ایسی ہی تحویل لاحق ہوتی ہے:-

$$CO_2 + Zn \rightarrow ZnO + CO$$

تعامل بالا میں جب کوئلے کی بجائے کوک (Coke) سے کام لیا جاتا ہے تو تقریباً ۳۴ فی صدی کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) اور تقریباً ۶۶ فی صدی نائیٹروجن کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے۔ یہ آمیزہ احتراق پذیر ہے۔ کارخانوں میں اِس سے اشیاء کو گرم کرنے اور گیسی اِنجنوں کے چلانے میں کام لیا جاتا ہے۔

آبی گیس

جب سفید گرم کوک (Coke) یا انتھریسائیٹ (Anthracite) میں سے بھاپ گزاری جاتی ہے تو ہائیڈروجن (Hydrogen) اور کاربن مانآکسائیڈ کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے - یہ آمیزہ آبی گیس کے نام سے مشہور ہے :-

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2 - 28,300 \text{ حرارہ}$$

اِس کی تیاری کے لئے اُستوانہ نما بھٹی میں جس کے اندر اینٹیں لگی ہوتی ہیں کوک (Coke) کا ڈھیر لگا دیا جاتا ہے اور دس دقیقوں تک اِس ڈھیر میں ہوا پہنچا پہنچا کر تیز احتراق پیدا کیا جاتا ہے - پھر اِس کے بعد ہوا کی بجائے بھاپ کام میں لائی جاتی ہے - جیسا کہ مساواتِ بالا سے ظاہر ہے تعامل جذبِ حرارت کے ساتھ حادث ہوتا ہے، یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ تعامل حرارت خوار ہے، اِس لئے تقریباً پانچ دقیقوں میں کوک (Coke) تعامل کی حد سے زیادہ ٹھنڈا ہو جاتا ہے اور تعامل رُک جاتا ہے - اب کوک (Coke) میں بھاپ کی بجائے پھر ہوا پہنچائی جاتی ہے - غرض اِسی طرح علی التواتر ہوا اور بھاپ پہنچا پہنچا کر آبی گیس کی کافی مقدار تیار کر لی جاتی ہے - گیس صرف اُس وقت جمع کی جاتی ہے جب کوک (Coke) کے ساتھ بھاپ تعامل کر رہی ہوتی ہے - یہ گیس اپنے دونوں اجزاء کے مساوی حجموں پر مشتمل ہوتی ہے - اور اِن کے علاوہ اِس میں مندرجہ ذیل گیسیں بھی پائی جاتی ہیں :-

کاربن ڈائی آکسائیڈ	۴ —— ۷ فی صدی
نائیٹروجن	۴ —— ۵ فی صدی
آکسیجن	۱ فی صدی

اِن اعداد سے ظاہر ہے کہ گیس مذکور تقریباً بہ تمام و کمال احتراق پذیر ہے - بناء بریں اِس سے ماخذِ حرارت کا کام لیا جاتا

ہے ۔ یہ گیس طاقت حاصل کرنے کے لیئے انجنوں کے چلانے میں بھی استعمال کی جاتی ہے اور روشنی کی گیس تیار کرنے میں بھی اِس سے کام لیا جاتا ہے ۔ علاوہ بریں چونکہ ہائیڈروجن کی بہ نسبت کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide) زیادہ آسانی کے ساتھ اِماعت پذیر ہے اِس لیئے آبی گیس کا ایک مصرف یہ بھی پیدا ہو گیا ہے کہ وہ انجماد اور آلات میں سے گزاری جاتی ہے اور اس سے تجارتی اغراض کے لئے ہائیڈروجن حاصل کی جاتی ہے ۔

جب جلتے ہوئے کوک (Coke) کو بھاپ اور ہوا دونوں چیزیں ساتھ ساتھ بہم پہنچائی جاتی ہیں تو اس صورت میں کوک (Coke) لگاتار جلتا رہتا ہے ۔ اور اس سے گیسوں کا ایک ایسا آمیزہ حاصل ہوتا ہے جو ایندھن کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے ۔ یہ گیسی آمیزہ آبی گیس اور ہوا کی نائٹروجن کا آمیزہ ہے ۔

اِس قسم کی گیسوں سے فولادی کارخانوں میں اور بعض دیگر کارخانوں میں بھی وسیع پیمانہ پر ایندھن کا کام لیا جاتا ہے ۔ اِن سے ایسی حرارت حاصل ہوتی ہے جو یکساں رہتی ہے اور بآسانی منتظم ہو سکتی ہے ۔ علاوہ بریں اِن سے راکھ نہیں بنتی اور اِس لیئے وہ محنت بھی بچ جاتی ہے جو ٹھوس ایندھن کا احتراق قائم رکھنے کے لیئے ایندھن کے ہلانے جلانے میں صرف کرنا پڑتی ہے ۔ پھر اِن کے استعمال میں ایک اور فائدہ یہ بھی ہے کہ جن چیزوں کی صنعت میں کوئلہ ٹھوس کی حیثیت سے، کام نہیں دے سکتا ہے وہاں یہ ایندھن گیسی ہونے کے باعث بخوبی بہ کار آمد ہوتا ہے ۔

کاربن مانآکسائیڈ کے طبیعی خواص :۔

کاربن مانآکسائیڈ ایک بے رنگ گیس ہے ۔ اِس کا مزہ

دھاتی ہے۔ حیوانی زندگی کے لئے یہ گیس زہر کا حکم رکھتی ہے۔ پانی میں نہایت خفیف سی حل پذیر ہے۔ اِس کی کثافت تقریباً وہی ہے جو ہوا کی ہے۔ چنانچہ اِس کے گرام سالمی حجم کا وزن ۲۸ گرام ہے۔ جب مائع بنا لی جاتی ہے تو یہ مائع -۱۹۰° پر جوش کھاتا ہے۔

کیمیائی خواص:۔

کاربن مانا آکسائیڈ کے تمام کیمیائی خواص کا موقوف علیہ یہ امر ہے کہ اِس مرکب کی ترکیب میں کاربن دو گرفتہ ہے۔ چنانچہ اِس کے سالمہ کی ترسیمی تعبیر صرف C=O ہو سکتی ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ کاربن کا یہ مرکب ناسیرشدہ مرکب ہے۔ چنانچہ اِس بنا پر وہ آکسیجن کے ساتھ، کلورین (Chlorine) کے ساتھ، اور دیگر اشیاء کے ساتھ، براہِ راست ترکیب کھا جاتا ہے۔ مثلاً:۔

۱۔ ہوا میں وہ احتراق پذیر ہے۔ یعنی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

۲۔ لوہے کی تخلیص میں اِس کا جو مصرف ہے وہ اِسی واقعہ پر مبنی ہے۔ یعنی لوہے کی تیاری میں جب لوہے کے قدرتی آکسائیڈ (Oxide) سے کام لیا جاتا ہے تو آکسائیڈ (Oxide) کو تحویل کرنے کے لئے یہی مرکب گیسی حالت میں استعمال کیا جاتا ہے:۔

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightleftarrows 2Fe + 3CO_2$$

۳۔ سُورج کی روشنی میں کلورین (Chlorine) کے ساتھ ترکیب کھا کر کاربونائل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) $COCl_2$ پیدا کرتا ہے۔

$$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$$

۴۔ ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ میں حل کر کے تیار کیا ہُوا کیوپرس کلورائیڈ (Cuprous chloride) کا محلول اِس کو جذب کر لیتا ہے اور ایک ایسا مرکب بنا دیتا ہے جس کے متعلق کہا جاتا ہے کہ اُس کی ترکیب $CuCOCl, H_2O$ ہے۔

۵۔ بعض دھاتوں کے ساتھ بھی براہِ راست ترکیب کھاتا ہے۔ اور

اِس طرح وہ مرکب پیدا کرتا ہے جو کیمیا میں دھاتی کاربونائیلز (Carbonyls) کے نام سے موسوم ہیں۔ اِس خصوص میں نکّل (Nickel) اور لوہا خاص طور پر قابل ذکر ہیں۔ چنانچہ جب کاربن مانا کسائیڈ (Carbon monoxide) نکّل (Nickel) کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے تو نکّل کاربونائیل (Nickel Carbonyl) $Ni(CO)_4$ پیدا ہوتا ہے۔ اور جب لوہے کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے تو آئرن کاربونائیل $Fe(CO)_5$ (Iron Carbonyl) بناتا ہے۔

۶۔ فیہلنگ[1] کے محلول کو تحویل کر دیتا ہے۔

۷۔ امونیو سِلور نائیٹریٹ (Ammonio silver nitrate) کے محلول سے چاندی کی ترسیب کر دیتا ہے۔

کاربن مانا کسائیڈ کی سمّیت :-

یہ گیسی مرکب عامل زہر ہے۔ چنانچہ جب سُونگھا جاتا ہے تو خُون کے سُرخ ذرّات کے ساتھ کہ وُہی مایۂ حیات ہیں ترکیب کھا جاتا ہے اور اِس وجہ سے آکسیجن کو موقع نہیں ملتا کہ اِن ذرات کے ساتھ ترکیب کھا کر وہ مرکب پیدا کرے جو ممدِ حیات اور کمتر قیام پذیر ہے۔ یہی واقعہ اِس کی سمّیت کا مظہر ہے۔ اِس کی سمّیت کا یہ عالم ہے کہ اگر حیوانی جسم میں اُس کے ہر ہزار گرام وزن کے مقابلہ میں ۱۰ مکعب سمر کی مقدار سے یہ گیسی مرکب داخل ہو جائے تو اِس کی اِتنی ہی مقدار ہلاکت کے لئے کافی ہے۔ چنانچہ یہی مقدار، خون کے تمام سُرخ ذرات کے تقریباً ایک تہائی حِصّہ کے لئے بخوبی کفایت کرتی ہے اور اِس حِصّہ کے ساتھ مستقل طور پر ترکیب کھا جاتی ہے۔

اگر ہوا میں فی ۸۰۰ حجم اِس گیس کا ایک حجم موجود ہو

[1] Fehling

تو تقریباً تیس دقیقوں میں موت واقع ہو جاتی ہے ۔ روشنی کی گیس میں سب سے بڑھ کر زہریلی چیز ہی مرکب ہے ۔

تمباکو کے دھوئیں کا زہریلا اثر بھی ایک حد تک کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide) ہی کا نتیجہ ہے ۔ یہاں یہ مرکب، تمباکو کے ناکمل احتراق سے پیدا ہوتا ہے ۔ اِس میں شک نہیں کہ تمباکو کے پتوں میں نکوٹِن (Nicotine) بھی موجود ہوتا ہے ۔ لیکن وہ غیرقیام پذیر ہے ۔ اِس لئے حرارت اُس کو تحلیل کر دیتی ہے ۔ تمباکو کے دھوئیں میں اِن چیزوں کے علاوہ بعض اور تکلیف دہ نامیاتی مرکبات بھی موجود ہوتے ہیں ۔

حرکیمیا :۔

نقلِ کاربن کی ایک اِکائی کے ساتھ آکسیجن کی دو اِکائیوں کے، ایک ایک کرکے، ترکیب کھانے سے جو حرارت کی مقداریں نمودار ہوتی ہیں اُن کا ذکر اِس مقام پر دلچسپی سے خالی نہ ہوگا ۔ دونوں صورتوں میں توانائی کے اعتبار سے تعامل کی مساواتیں حسبِ ذیل ہیں :۔

$$C + O \rightarrow CO + 29,650 \text{ حرارہ}$$

اور پھر

$$CO + O \rightarrow CO_2 + 68,000 \text{ حرارہ}$$

اِن مساواتوں سے معلوم ہوتا ہے کہ پہلے جوہر کے مقابلہ میں آکسیجن کے دُوسرے جوہر کا امتزاج، حرارت کی بہت زیادہ مقدار پیدا کرتا ہے ۔ لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہئے کہ کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide) گیسی چیز ہے اور پہلی مساوات میں جو کاربن داخل ہے وہ ٹھوس ہے ۔ اِس لئے توانائی کی بحث میں ضروری ہے کہ اِن دونوں چیزوں کی حالت کا اختلاف بھی نگاہ میں رہے ۔ غالب یہ ہے کہ آکسیجن کی دو

اِکائیوں کے امتزاج سے جو حرارتیں پیدا ہوتی ہیں فی الحقیقت اُن کی مقداروں میں کچھ زیادہ تفاوت نہیں۔ تفاوت جو پیدا ہوتا ہے تو وہ اِس وجہ سے پیدا ہوتا ہے کہ پہلی صورت میں حرارت کا بہت سا حِصّہ کاربن کو گیس بنانے میں صَرف ہو جاتا ہے۔

کاربن سبآکسائیڈ

CARBON SUBOXIDE

C_3O_2

یہ آکسائیڈ (Oxide)، فاسفورس پنٹاآکسائیڈ (Phosphorus pentaoxide) اور میلونک (Malonic) ترشہ کے تعامل سے حاصل ہوتا ہے۔ فاسفورس پنٹاآکسائیڈ (Phosphorus pentaoxide) محض نابندگانہ عمل کرتا ہے:-

$$H_2(CO_2)_2CH_2 \rightarrow 2H_2O + C_3O_2 \uparrow$$

یہ آکسائیڈ (Oxide) بے رنگ مایع ہے جو ۷° پر جوش کھاتا ہے۔ اِس کے بخار سے ناگوار بُو آتی ہے۔ یہ میلونِک (Malonic) ترشہ کا متجاوب اینہائیڈ ترشہ ہے اور پانی کے ساتھ ترکیب کھاکر میلونِک (Malonic) ترشہ پیدا کرتا ہے۔

یہ آکسائیڈ (Oxide) اگر دن بھر رکھا رہے تو تاریکی مائل سُرخ رنگ ٹھوس میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ لیکن اِس تبدیلی

سے کیمیائی ترکیب میں کوئی تغیر پیدا نہیں ہوتا۔

مشقیں

۱- کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium carbonate) اور ہائیڈرو کلورک تُرشہ کے تعامل میں جو تعادُلات حادث ہوتے ہیں اُن کی اقدامی حرکت اِس تعامل کے اجزاء میں سے کون سے جُزء کا نتیجہ ہے؟

۲- آبجوش (سوڈا واٹر) کی بوتل میں اگر چار حجم کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) گیس، ایک حجم پانی میں حل کی جائے، تو بوتل کے اندر دباؤ کی زیادتی کیا ہوگی؟

۳- °۰ تپش اور ۷۶۰ ءمم دباؤ کے ماتحت ۷ء۵ لیتر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) گیس حاصل کرنے کے لئے °۰ پر رکھا ہُوا مایع کاربن ڈائی آکسائیڈ حجماً کتنا درکار ہوگا؟

۴- کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کے بجوگ پر دباؤ کی زیادتی کا کیا اثر ہونا چاہیئے؟

۵- سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium carbonate) کے ہائیڈرالسس (Hydrolysis) میں جو تعادُلات حادث ہوتے ہیں اُن کو بہ تمام کمال بہ طریق ترسیم واضح کرو۔

۶- سوڈیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے ایک لیتر طبعی محلول کے ساتھ بہ تمام و کمال تعامل کرلینے کے لئے حجماً کتنا کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) درکار ہوگا جب کہ تپش °۰ اور دباؤ ۷۶۰ مم ہو۔

۷- مساوی الحجم کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide)، کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide)، ہوا، اور بھاپ، کے ٹھیک ٹھیک اضافی وزن کیا ہیں؟

گیارہویں فصل

کاربن اور گندک

کاربن اور گندک کے تین مرکب معلوم ہیں۔ایک کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) CS_2 جو سب میں اہم ترین ہے۔دوسرا کاربن مانو سلفائیڈ (Carbon monosulphide) CS جو کاربن مانا کسائیڈ (Carbon monoxide) CO کا کبریتی متجاوب ہے۔اور تیسرا کاربن سَبسلفائیڈ (Carbon subsulphide) C_3S_2 جس کو کاربن سبآکسائیڈ (Carbon suboxide) کا کبریتی متجاوب سمجھنا چاہیئے۔

کاربن ڈائی سلفائیڈ

CARBON DISULPHIDE

CS_2

۱۷۹۶ء میں لمپیڈئیس[1] نامی ایک عالم پریٹیز (Pyrites) اور کوئلے کا آمیزہ گرم کر رہا تھا کہ اتفاقی طور پر یہ مرکب پیدا ہو گیا۔

تیاری:-

---

[1] Lampadius

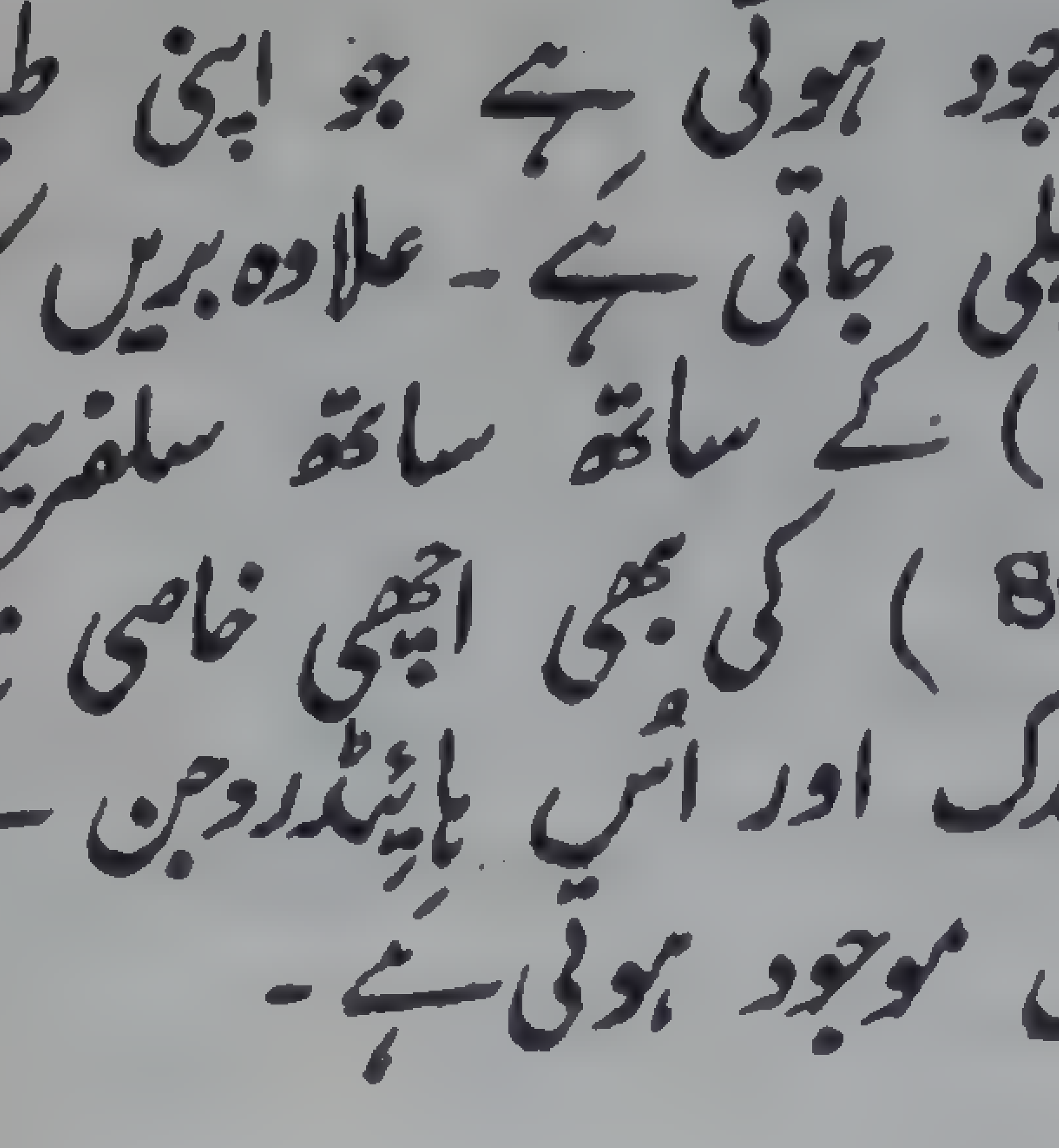
کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) سُرخ گرم کوئلے پر گندک کا بُخارہ گزار کر تیار کیا جاتا ہے۔ اِس طرح یہ دونوں عُنصر، یعنی کاربن اور گندک، باہم ترکیب کھا جاتے ہیں اور کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) پیدا کر دیتے ہیں۔ یہ مرکب چونکہ طیران پذیر ہے اِس لئے کشید ہو جاتا ہے اور پھر سرد پانی میں رکھے ہوئے برتن میں پہنچانے پر ٹھنڈا ہو کر بستگی میں آ جاتا ہے:۔

$$C+S_2\rightarrow CS_2$$

اِس حاصل میں ہمیشہ گندک موجود ہوتی رہے جو اپنی طیران پذیری کے باعث CS_2 کے ساتھ چلی جاتی ہے۔ علاوہ بریں کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کے ساتھ ساتھ سلفریٹڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) کی بھی اچھی خاصی مقدار بن جاتی ہے۔ اِس مرکب کی پیدائش، گندک اور اُس ہائیڈروجن کے امتزاجی تعامل کا نتیجہ ہے جو کوئلے میں موجود ہوتی ہے۔

صنعت:۔

جب صنعتی پیمانہ پر کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) تیار کرنا ہوتا ہے تو اِس مطلب کے لئے کوئلہ ڈھلواں لوہے کے، یا مٹی کے، بڑے سے انتصابی قرنبیق ق (شکل ۴۵) میں گرم کیا جاتا ہے۔ یہ قرنبیق اِس شکل کا بنایا جاتا ہے کہ اِس کی تراش شکل ناقص کی وضع پر ہوتی ہے۔ علاوہ بریں اِس میں سُوراخ بھی رکھے جاتے ہیں۔ قرنبیق ایک ایسی مناسب بھٹی میں تعمیر کیا جاتا ہے کہ حرارت کے اثر کو سرتاپا یکساں طور پر قبول کرے



شکل ۴۵

اور سرخ حرارت پر پہنچ جائے۔ گندک برتن گ میں رکھی جاتی ہے اور وہاں وہ بھٹی کی حرارت کے اثر سے مایع حالت میں رہتی ہے۔ یہ مایع وقتاً فوقتاً نل ن کے رستے قرنبیق میں داخل کیا جاتا ہے اور وہاں جاکر وہ فوراً بخار کی شکل اختیار کر لیتا ہے۔ پھر جب یہ بخار سرخ گرم کوئلے کو چھوتا ہے تو دونوں میں تعامل شروع ہو جاتا ہے اور کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) پیدا ہو ہو کر نل نَ کے رستے قرنبیق سے خارج ہوتا جاتا ہے۔ یہ نل ترچھا بنایا جاتا ہے تاکہ تعامل سے بچا ہوا گندک کا بخار جب اس میں آئے تو بستگی میں آکر پھر واپس چلا جائے۔ گندک کا جو حصّہ اس نل کے اندر بستگی میں آنے سے بچ جاتا ہے وہ بیشتر برتن ب میں جمع ہوتا رہتا ہے۔ یہ برتن جیساکہ شکل سے ظاہر ہے آبی مُہر سے بند کر رکھا ہوتا ہے۔

اس کے بعد تعامل کے طیران پذیر مرکب لیبگ[1] کے ایک ۳۰ فٹ لمبے مُکثفہ میں سے گزارے جاتے ہیں۔ اور یہاں جو کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) بستگی میں آتا ہے وہ ایک قابلہ میں جمع کر لیا جاتا ہے۔ اس موقع پر کاربن ڈائی سلفائیڈ کا جو حصّہ بستگی میں آنے سے بچ رہتا ہے اور سلفریٹڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) کے ساتھ ساتھ آگے چلا جاتا ہے وہ، ایک اَور برتن میں رکھے ہوئے، تیل میں جذب کر لیا جاتا ہے۔ اور سلفریٹڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) ایک ایسے برتن میں پہنچا دی جاتی ہے جس میں چونا رکھا ہوتا ہے۔

قرنبیق میں جو کوئلے کی راکھ بن جاتی ہے وہ کشادہ نل ن کے رستے نکالی جاتی ہے۔ اور تازہ کوئلہ سوراخ س کے رستے داخل کیا جاتا ہے۔ جب تازہ کوئلہ داخل کرنا ہوتا ہے تو سوراخ

---

[1] Liebig

مِس کا سلسلہ بھٹّی کی چمنی سے مِلا دیا جاتا ہے تاکہ گرد و نواح بدبُو اور مُضر بخار سے محفوظ رہے۔

نل نَ کے اندر جو گندک بستگی میں آتی ہے اِس کی واپسی کے لئے قرنبیق کے اندر نلی ک ہے۔ اِس کے رستے یہ گندک قرنبیق کے پیندے پر پہنچ جاتی ہے اور وہاں سے اِس کا بخارہ پھر سُرخ گرم کوئلوں میں سے گزرتا ہے۔

آج کل صنعتی کاموں میں برقی حرارت کا استعمال بہت عام ہو گیا ہے۔ چنانچہ کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کی صنعت میں بھی کوئلے اور گندک کا آمیزہ باہر سے ایندھن کی حرارت پہنچا کر گرم کرنے کی بجائے برقی قوس کے ذریعہ ایک خاص شکل و صورت کے برتن میں اندرونی طور پر گرم کر لیا جاتا ہے۔

صنعت کے اِن قاعدوں سے جو کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) تیار ہوتا ہے وہ خالص نہیں ہوتا۔ پس تخلیص کے لئے وہ دوبارہ کشید کیا جاتا ہے اور پھر اِس کے بعد اِس میں پارا ڈال کر ہلایا جاتا ہے۔

خواص :-

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) بے رنگ، سریع السیلان، اور نہایت درجہ انعطاف انگیز مائع ہے۔ جب کامل طور پر خالص ہوتا ہے تو اِس سے پھینی پھینی سی بُو آتی ہے جو ایتھر (Ether) کی بُو سے ملتی جلتی ہے اور ناگوار نہیں ہوتی۔ لیکن معمولی حالتوں میں وہ بہت نفرت انگیز ناگوار بُو پیدا کرتا ہے۔

°۰ پر اِس کی کثافتِ اضافی ۱،۲۹۲ ہے۔ °۴۶ پر جوش کھاتا ہے۔ °۱۱۶- پر منجمد ہوتا ہے اور پھر °۱۱۰- پر پگھلتا ہے۔ معمولی تپشوں پر بھی اِسے طیران ہوتا رہتا ہے۔ اِس کے بخار کا نقطۂ اشتعال بہت پست ہے۔ یہ مرکب جب جلتا ہے تو نیلگوں شعلہ پیدا کرتا

ہے اور اگر اِس شُعلہ کو آکسیجن بہم پہنچا دی جائے تو آنکھوں کو چُندھیا دینے والی نیلگوں ضیاء پیدا کرتا ہے۔ اِس کے بُخار میں حجماً تین گُنا آکسیجن ملا دی جائے اور پھر اِس آمیزہ کو شُعلہ دکھایا جائے تو یہ آمیزہ بہت تُند دھماکا پیدا کرتا ہے۔ احتراق کا حاصل ایک کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور دُوسرا سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) ہے :-

$$CS_2 + 3O_2 \rightarrow CO_2 + SO_2$$

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کا بُخار اگر تھوڑا تھوڑا کرکے بالاستقلال سونگھا جائے تو صحت کو ضرر پہنچاتا ہے اور اگر یکبارگی بہت سا سونگھ لیا جائے تو طاقتور زہر کا حکم رکھتا ہے۔

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کا بُخار جب گرم کرکے شوخ سُرخ حرارت پر پہنچا دیا جاتا ہے تو اپنے عناصرِ ترکیبی میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے اِس مرکب کی صنعت میں یہ احتیاط بالخصوص مدِنظر رکھنا پڑتی ہے کہ تپش اِس حد پر نہ آنے پائے۔

پوٹاسیئم (Potassium) اِس مرکب کے بخار کو تحلیل کر دیتا ہے۔ چنانچہ جب وہ اِس بخار میں گرم کیا جاتا ہے تو جل اُٹھتا ہے۔ اِس احتراق سے پوٹاسیئم سلفائیڈ (Potassium sulphide) بنتا ہے اور کاربن آزاد ہوتا ہے :-

$$CS_2 + 4K \rightarrow 2K_2S + C$$

جب گرم کئے ہوئے کیلسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Calcium hydroxide) پر گزارا جاتا ہے تو کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کا بخار، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور سلفرٹیڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) میں تبدیل

ہو جاتا ہے:-

$$CS_2 + 2Ca(OH)_2 \quad 2CaO + CO_2 + 2H_2S$$

چنانچہ معدنی کوئلے کی گیس، کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کی آمیزش سے اسی طرح پاک کی جاتی ہے۔ یہ مرکب، معدنی کوئلے کی گیس میں ہمیشہ موجود ہوتا ہے۔ جب معدنی کوئلے کی گیس، گرم کیے ہوئے کیلسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Calcium hydroxide) پر گزاری جاتی ہے تو اس میں کا کاربن ڈائی سلفائیڈ حسب تعامل بالا، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور سلفریٹڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) میں بدل جاتا ہے اور یہ دونوں گیسی مرکب بہت آسانی کے ساتھ گیس مذکور سے جُدا کئے جاسکتے ہیں۔

سلفریٹڈ ہائیڈروجن (Sulphuretted hydrogen) اور کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کا آمیزہ گرم کئے ہوئے تانبے پر گزارنے سے میتھین (Methane) گیس CH_4 پیدا ہوتی ہے:-

$$4Cu + CS_2 + 2H_2S = CH_4 + 4CuS$$

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) پانی میں صرف خفیف سا حل پذیر ہے۔ چنانچہ ۱ حصہ کاربن ڈائی سلفائیڈ ۱۰۰۰ حصہ پانی میں حل ہوتا ہے۔ حل میں جا کر بھی اس کی بُو اور اس کے مزہ میں کوئی فرق نہیں آتا۔ الکوہل (Alcohol)، ایتھر (Ether) خاندان بنزین (Benzene) کے ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) اور اکثر عطری تیلوں، کے ساتھ ہر تناسب خلط پذیر ہے۔

مایع کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide)، گندھک فاسفورس (Phosphorus) آئیوڈین (Iodine) برومین (Bromine) کچے ربڑ، اور اکثر دُھنیات، کو حل کر لیتا ہے۔ اس لئے صنعت کے کاموں میں بہت بکار آمد ہے۔ چنانچہ کچے ربڑ کے لئے محلل کے طور پر بکثرت استعمال کیا جاتا ہے۔ اور مسالوں سے

خوشبوئیں نکالنے میں، اور عطریات اور عطری تیلوں کی تخریج میں، بھی اِس سے کام لیا جاتا ہے۔

تھائیوکاربونک تُرشہ

H_2CS_3

کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا گویا متجاوب ہے۔ اور تجاوب صرف ترکیب ہی کی حد پر ختم نہیں ہوتا بلکہ کیمیائی خواص تک میں بھی بخوبی محسوس ہوتا ہے۔ چنانچہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی طرح اِس سے بھی کمزور سا تُرشہ پیدا ہوتا ہے جسے تھائیوکاربونک (-Thio Carbonic) تُرشہ کہتے ہیں۔ یہ تُرشہ کاربن کے اُس آکسی (Oxy) تُرشہ کا متجاوب تھائیو (Thio) تُرشہ ہے جو کیمیا میں کاربونک (Carbonic) تُرشہ کے نام سے مشہور ہے۔ چنانچہ کاربونک (Carbonic) تُرشہ کا ضابطہ H_2CO_3 ہے اور اِس تُرشہ کا ضابطہ H_2CS_3 -

نمک :-

تھائیوکاربونیٹس (Thiocarbonates) اُسی قسم کے تعاملوں سے پیدا ہوتے ہیں جس قسم کے تعاملوں سے کاربونیٹس (Carbonates) بنتے ہیں۔ چنانچہ کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) جب پوٹاسیئم سلفائیڈ (Potassium sulphide) کو چھوتا ہے تو پوٹاسیئم تھائیوکاربونیٹ (Potassium thiocarbonate) بن جاتا ہے:

$$K_2S + CS_2 \rightarrow K_2CS_3$$

دھاتی ہائیڈرآکسائیڈز (Hydroxides) اور کاربن ڈائی سلفائیڈ

Thiocarbonic ۵۱

(Carbon disulphide) کے تعامل سے بھی تھائیو کاربونیٹس (Thiocarbonates) پیدا ہوتے ہیں - چنانچہ

$$6KOH + 3CS_2 \rightarrow 2K_2CS_3 + K_2CO_3 + 3H_2O$$

اِن نمکوں سے تھائیو کاربونک (Thiocarbonic) تُرشہ تیار کیا جاسکتا ہے۔ چنانچہ کسی تھائیو کاربونیٹ (Thiocarbonate) میں جب ہلکایا ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ ملایا جاتا ہے تو تھائیو کاربونیٹ سے یہ ترشہ آزاد ہو جاتا ہے۔

تھائیو کاربونک (Thiocarbonic) ترشہ زرد رنگ، تیل نما مائع ہے جس سے ناگوار بُو آتی ہے۔

تھائیو کاربونیٹس (Thiocarbonates) اور تھائیو کاربونک (Thiocarbonic) ترشہ کے علاوہ اِس قسم کے اور مرکبات کی ایک کثیر تعداد معلوم ہے جن کی ترکیب میں آکسیجن کی جگہ دو گرفتہ گندک نے لے رکھی ہوتی ہے۔ یہ مرکبات، کاربن کے آکسیجن دار مرکبات کے ساتھ وہی نسبت رکھتے ہیں جو تھائیو کاربونک (Thiocarbonic) ترشہ کو کاربونک (Carbonic) ترشہ سے ہے۔ مثلاً

تھائیو کاربیمک (Thiocarbamic) ترشہ جس کا ضابطہ حسبِ ذیل ہے:-

$$CS_2, NH_3.$$

یا ترسیماً

$$\left.\begin{matrix} NH_2 \\ HS \end{matrix}\right\} CS$$

اِس ترشہ کا مجتاد بہ آکسی (Oxy) ترشہ کاربیمک (Carbamic) ترشہ ہے جو ضابطۂ ذیل سے تعبیر کیا جاتا ہے:-

$$CO_2, NH_3$$

یا ترسیماً

$$\left.\begin{matrix} NH_2 \\ HS \end{matrix}\right\} CO$$

تھائیوکاربونائیل کلورائیڈ

THIOCARBONYL CHLORIDE

$CSCl_2$

یہ مرکب، کاربونائیل کلورائیڈ (Carbonyl chloride) کا کبریتی متجاوب ہے۔ اسے ترکیب کے اعتبار سے تھائیوکاربونک (Thiocarbonic) ترشہ $CS(SH)_2$ کا کلورائیڈ (Chloride) تصور کرنا چاہئے۔

تیاری :-

۱- یہ مرکب پہلے پہلے کولبے[1] نے تیار کیا تھا اور کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کے ساتھ چند ہفتوں تک خشک کلورین (Chlorine) گیس کے تعامل کرنے سے تیار ہوا تھا۔

۲ کیریئس[2] کا قاعدہ :-

اس قاعدہ میں فاسفورس پنٹاکلورائیڈ (Phosphorus Pentachloride) اور کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کو مُہر دار نلیوں میں باہم ملاکر ۱۰۰° پر گرم کیا جاتا ہے۔ ان مرکبوں کے تعامل سے $PSCl_3$ اور $CSCl_2$ کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے :-

$$PCl_5 + CS_2 \quad PSCl_3 + CSCl_2$$

۳- مرکب، $CSCl_4$ پر قلعی اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کے عمل کرنے سے نہایت آسانی کے ساتھ تیار ہوتا ہے۔

[1] Kolbe

[2] Carius

$CSCl_4$ ، کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) اور کلورین کے تعامل سے بنتا ہے جب کہ ذرا سی آئیوڈین (Iodine) بھی جیز تعامل میں موجود ہو۔ یہ مرکب ایک ایسا مائع ہے جس سے نہایت نہایت ناگوار بُو آتی ہے۔ یہ مایع ۱۴۹° پر جوش کھاتا ہے اور اِس دَوران میں خفیف خفیف سا تحلیل بھی ہوتا جاتا ہے۔

تھائیوکاربونائیل کلورائیڈ کے خواص:۔

یہ ایک تیز بُودار مائع ہے جو ۷۳،۵° پر جوش کھاتا ہے۔ ۱۵° پر اِس کی کثافت ۵۰۸۵،۱ ہے۔ پانی اِس پر صرف آہستہ آہستہ حملہ کرتا ہے۔

کاربن مانوسلفائیڈ

CARBON MONOSULPHIDE

CS

یہ مرکب، کاربن مانآکسائیڈ (Carbon monoxide) کا متجاوب ہے۔ اِس کی تیاری کے لئے بہت سی کوششیں کی گئی ہیں۔

ڈینائیجر[1] کا بیان ہے کہ یہ ایک گیسی مرکب ہے جو کلوروفارم (Chloroform) اور سوڈیئم سلفائیڈ (Sodium sulphide) کے آمیزہ کو مُہر دار نلی میں گرم کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ اور آئیوڈوفارم (Iodofom) اور سِلوَر سلفائیڈ (Silver Sulphide) کو مُہر دار نلی میں گرم کرنے سے بھی بن جاتا ہے۔ لیکن رسّل[2] اور اِسمتھ[3] کو اِن نتائج کی

ف[1] Deniger
ف[2] Russel
ف[3] Smith

تصدیق نہیں ہوئی۔

ٹامسن[1] کی رائے ہے کہ نائٹروجن گیس کو کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کے بخار سے سیر کر کے گرم تانبے پر گزارا جائے تو کاربن مانوسلفائیڈ (Carbon monosulphide) اور نائٹروجن کا گیسی آمیزہ حاصل ہوتا ہے۔

ڈیوار[2] اور جونز[3] نے تھائیوکاربونائیل کلورائیڈ (Thiocarbonyl Chloride) $CSCl_2$ اور نکل کاربونائیل (Nickel carbonyl) $Ni(CO)_4$ کے تعامل سے ایک بھورے رنگ کا ٹھوس تیار کیا ہے جو بظاہر معلوم ہوتا ہے کہ کاربن مانوسلفائیڈ (Carbon monosulphide) ہی کا متضاعف الترکیب مرکب $(CS)x$ ہے۔

جب کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کا بخار ادنیٰ دباؤ کے ماتحت خاموش برقی اُنجھرن کے زیرِ اثر رکھا جاتا ہے تو یوں معلوم ہوتا ہے کہ وہ گندک اور گیسی کاربن مانوسلفائیڈ (Carbon monosulphide) میں تحلیل ہو گیا ہے۔ یہ گیسی مرکب جس پر کاربن مانوسلفائیڈ کا اشتباہ ہے اِس کو مایع ہوا کی تپش سے ذرا اُوپر تضاعفِ ترکیب لاحق ہوتا ہے اور اِس سے وہ اُسی بھورے ٹھوس میں تبدیل ہو جاتا ہے جس کو تقریرِ بالا میں $(CS)x$ سے تعبیر کیا گیا ہے۔

کاربن سبسلفائیڈ

CARBON SUBSULPHIDE

C_3S_2

---

۱ Thomsen
۲ Dewar
۳ Jones

اِس مرکب کا دُوسرا نام ٹرائی کاربن ڈائی سلفائیڈ (Tricarbon disulphide) ہے۔ اور یہ مرکب کاربن سب آکسائیڈ (Carbon suboxide) C_3O_2 کا کبریتی متجاوب ہے۔

تیاری :۔

جب کاربن کے قطبوں سے، کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) کے بخار میں برقی شرارے گزارے جاتے ہیں یا کاربن کے قطبوں کے مابین برقی قوس پیدا کی جاتی ہے اور اِس قوس پر کاربن ڈائی سلفائیڈ کا بخار گزارا جاتا ہے تو ایک گہرے سُرخ رنگ کا مایع بن جاتا ہے۔ اِس مایع کی ترکیب C_3S_2 ثابت ہوئی ہے۔

خواص :۔

یہ گہرے سُرخ رنگ کا مایع ہے جس سے نفرت انگیز ناگوار بُو آتی ہے۔ معمولی تپش پر اِس کو آہستہ آہستہ تبخیر ہوتی ہے۔ اِس کا بخار آنکھوں میں بہت سے آنسو پیدا کر دیتا ہے۔ اگر گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت کشید کیا جائے تو جزوۃً بلا تغیر تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن اِس کے ساتھ ہی اُس کا کچھ حصہ ایک سیاہ رنگ ٹھوس میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ ترکیب کے اعتبار سے یہ ٹھوس بھی حقیقت میں وہی مرکب ہے۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ یہ اُس کی نقلمی شکل ہے۔

کاربن سب سلفائیڈ (Carbon subsulphide) برومین (Bromine) کے ساتھ ترکیب کھا کر ایک زرد رنگ مرکب پیدا کرتا ہے جس کا سالمی ضابطہ $C_3S_2Br_6$ ہے۔ اِس مرکب سے خوش بُو مرکبات کی سی بُو آتی ہے جو ناگوار نہیں ہوتی۔

مشقیں

(۱) کاربن ڈائی سلفائیڈ (Carbon disulphide) تجارتی

پیمانہ پر کس طرح تیار کیا جاتا ہے؟

(۲) کاربن ڈائی سلفائیڈ کو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا ہمجاوب اور مشابہ ثابت کرنے کے لئے کون کون سی دلیل پیش کی جاسکتی ہے؟

(۳) دلائل سے ثابت کرو کہ تھایوکاربونائیل کلورائیڈ (Thiocarbonyl Chloride) $CSCl_2$ کو ہم تھایوکاربونک (Thiocarbonic) ترشہ کا کلورائیڈ (Chloride) تصور کرسکتے ہیں۔

بارہویں فصل

ہائیڈرو کاربنز

HYDROCARBONS

اور

منوّرات

کاربن اور ہائیڈروجن کے مرکبات کو ہائیڈرو کاربنز (Hydrocarbons) کہتے ہیں۔ ارضی تیل (پٹرولیئم Petroleum) اِسی جماعت کے بہت سے مرکبات کا آمیزہ ہے۔ اِس لئے ہائیڈرو کاربنز (Hydrocarbons) ایندھن، تنویر، اور مشینوں کے چپڑنے کے تعلق سے، نہایت اہم چیزیں ہیں۔

ہائیڈرو کاربنز

HYDROCARBONS

کاربن اور ہائیڈروجن کے اڑھائی سَو سے زیادہ مرکبات بیان کئے جاتے ہیں - یہ مرکبات کئی ایک مختلف سلسلوں میں تقسیم ہوگئے ہیں اور یہ سلسلے ایک دُوسرے سے بخوبی متمایز ہیں - اِن سلسلوں میں سب سے زیادہ اہم وہ سلسلہ ہے جس کا سادہ ترین رُکن میتھین (Methane) CH_4 ہے - اِس اہم ترین سلسلہ کے بعض ارکان چونکہ پیرافِن (Paraffin) میں پائے جاتے ہیں اس بناء پر اِس پُورے سلسلہ کا نام پیرافنی سلسلہ مشہور ہوگیا ہے - اور اِس سلسلہ میں چونکہ کاربن کی چاروں گرفتیں بروئے کار آگئی ہیں اِس لئے اِس سلسلہ کے ارکان کو سیر شدہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) بھی کہتے ہیں -

پیرافنی ہائیڈروکاربنز

فہرست ذیل میں اِس سلسلہ کے چند ارکان کے ضابطے اور نام درج کئے گئے ہیں - پہلے سات ارکان جو اِس سلسلہ کے سادہ ترین ارکان ہیں اُن کے نقاطِ جوش بھی لکھ دئے گئے ہیں - فہرست میں جو رُکن آٹھویں نمبر پر ہے نقطۂ جوش کے علاوہ اُس کا نقطۂ اماعت بھی بتا دیا گیا ہے اور وہ مرکب جو فہرست میں نویں نمبر پر ہے اس کے متعلق صرف نقطۂ اماعت کے درج کر دینے پر اکتفا کیا گیا ہے:-

نام	ضابطہ	نقطۂ جوش
میتھین	CH_4(Methane)	-۱۶۴°
ایتھین	C_2H_6(Ethane)	-۸۹٫۵°
پروپین	C_3H_8(Propane)	-۳۷°
بُوٹین	C_4H_{10}(Butane)	+۱°

نام	ضابطہ	نقطۂ جوش	نقطۂ اماعت
پنٹین[1]	C_5H_{12} (Pentane)	+۳۵°	
ہیکسین[2]	C_6H_{14} (Hexane)	+۷۱°	
ہیپٹین[3]	C_7H_{16} (Heptane)	+۹۹°	
ہیکساڈیکین[4]	$C_{16}H_{34}$ (Hexadecane)	+۲۸۷٫۵°	+۱۸°
پنٹاٹرائیکونٹین[5]	$C_{35}H_{72}$ (Pentatricontane)		+۷۴٫۷°

پہلے چار ارکان کے بعد ارکانِ سلسلہ کے تسمیہ کا یہ انداز ہے کہ اِس کی بناء یونانی اعداد پر رکھی گئی ہے اور یہ اعداد کاربن کے جواہر کی تعداد کو تعبیر کرتے ہیں۔ ہیپٹین (Heptane) کے بعد سلسلہ کا آٹھواں رکن آکٹین[6] (Octane) C_8H_{18} ہے۔ پھر نواں رکن نونین[7] (Nonane) C_9H_{20} اور دسواں رکن ڈیکین[8] (Decane) $C_{10}H_{22}$ ہے۔ اِسی سے دیگر ارکان کے نام قیاس کئے جا سکتے ہیں۔

فہرستِ بالا میں ارکانِ سلسلہ کے جو ضابطے درج کئے گئے ہیں اُن پر غور کرو۔ ہر ضابطہ میں ہائیڈروجن کے جواہر کی تعداد کاربن کی تعدادِ جواہر کے دوچند سے بقدر دو کے زیادہ ہے۔ اِس لئے اِس سلسلہ کا عمومی ضابطہ C_nH_{2n+2} ہونا چاہیئے۔ وہ مرکبات

---

[1] پنٹا (Penta) بمعنی پانچ۔

[2] ہیکسا (Hexa) بمعنی چھ۔

[3] ہیپٹا (Hepta) بمعنی ہفت = سات۔

[4] و [8] ڈیکا (Deca) بمعنی دس اور ہیکساڈیکا Hexadeca بمعنی سولہ۔

[5] ٹرائیکونٹا (Triconta) بمعنی تیس اور پنٹاٹرائیکونٹا (Penta triconta) بمعنی پینتیس ۳۵۔

[6] آکٹا (Octa) بمعنی آٹھ۔

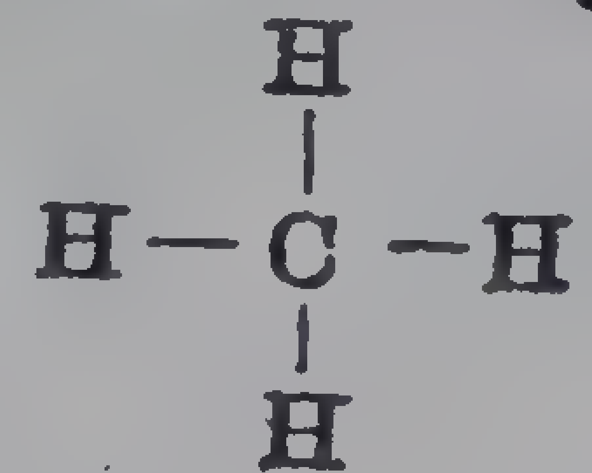
[7] نونا (Nona) بمعنی نو۔

جو ترکیب کے اعتبار سے ایک دُوسرے کے ساتھ اِس طرح مربوط ہوتے ہیں اُن کے سلسلہ کو **مشترک التناسب سلسلہ** کہتے ہیں۔

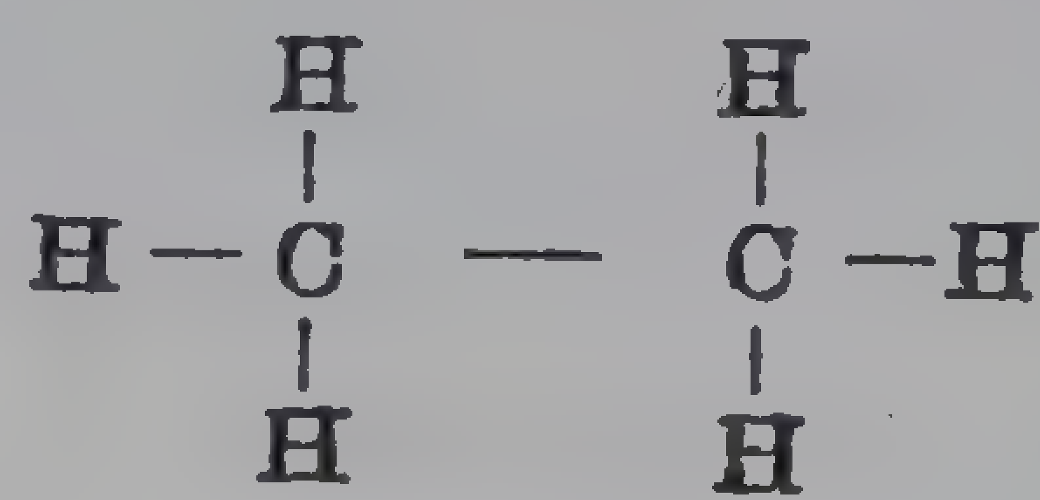
اِس پُورے سلسلہ پر غور کرو۔ دیکھو کس عمدگی کے ساتھ اِس سے امتزاجی اوزان کے کُلیہ کی توضیح ہوتی ہے۔ اِس مقام پر یہ بات بھی ذکر کے قابل ہے کہ اِس سلسلہ کے پہلے چار ارکان معمولی تپش پر گیسی مرکب ہیں۔ پھر پنٹین C_5H_{12} (Pentane) سے لے کر پنٹاڈیکین $C_{15}H_{32}$ (Penta decane) تک سب ارکان مائع ہیں۔ اور پھر اِس سے آگے چل کر سب کے سب ٹھوس ہیں۔

اِن مرکبات میں کاربن چَو گرفتہ ہے۔ اور ہر مابعد کو اپنے ماقبلِ متصل سے باعتبارِ ترکیب صرف اتنا اختلاف ہے کہ ماقبل کی بہ نسبت اِس کی ترکیب میں ایک CH_2 زیادہ ہے۔ ذیل میں ہم سلسلہ کے پہلے تین ارکان کے ترسیمی ضابطے درج کرتے ہیں۔ اِن ضابطوں کے مقابلہ سے یہ دونوں باتیں بخوبی واضح ہو سکتی ہیں:-

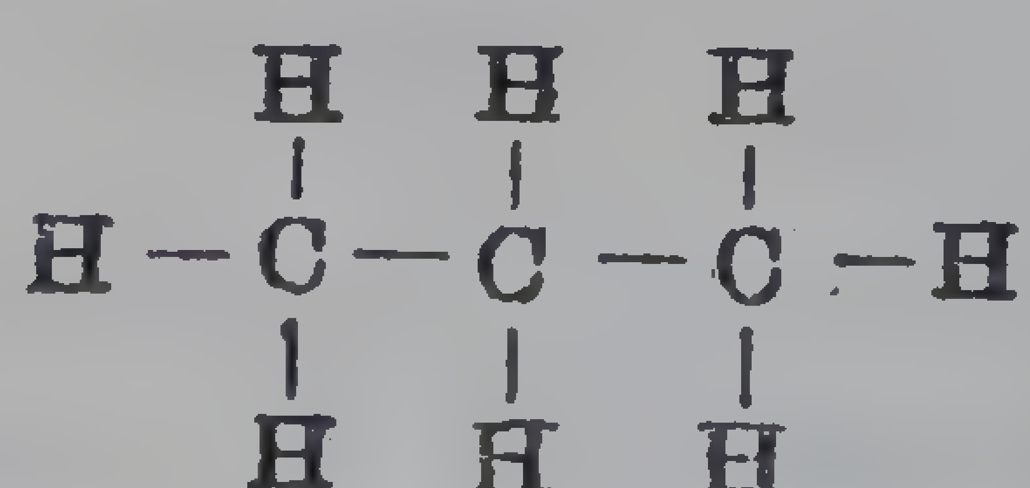
میتھین (Mathane)



ایتھین (Ethane)



پروپین (Propane)



اِن ضابطوں سے یہ واقعہ بھی بخوبی روشن ہے کہ سلسلہ کے مرکبات یکے بعد دیگرے کس طرح تعمیر ہوتے چلے گئے ہیں۔ چنانچہ ہر مرکب کے ضابطہ کا یہ حال ہے کہ اگر H کو دائیں ہاتھ کی طرف

ایک قدم آگے بڑھا دیا جائے اور اِس H ' اور ضابطہ کے مابقا' کے درمیان CH_2 داخل کر دیا جائے تو مرکب مذکور کے مابعدِ متصل کا ترتیبی ضابطہ تیار ہو جاتا ہے۔

ارضی تیل

یعنی

پٹرولیئم

PETROLEUM

ارضی تیل جسے انگریزی میں پٹرولیئم (Petroleum) کہتے ہیں' غلیظ تیل ہے جس میں اکثر سبزی مائل بھورے رنگ کی جھلک پائی جاتی ہے۔ یہ تیل زمین کے اندر ایسے ارضی طبقوں کے اُوپر جمع ہو گیا ہے جن میں سے نفوذ کر کے نیچے گزر جانا مائع کے لئے ممکن نہیں۔ اِن طبقوں کے اُوپر یہ مائع عموماً پانی کے سیالی دباؤ کے ماتحت ہوتا ہے۔ پانی کہیں تو اِس کے نیچے پہنچ گیا ہوتا ہے اور کہیں کہیں اِس کے اِرد گرد جمع ہو جاتا ہے۔ ارضی تیل کے استحصال کے لئے زمین میں جو برموں سے سُوراخ کئے جاتے ہیں وہ جب اِن طبقوں تک پہنچ جاتے ہیں تو تیل دباؤ کے باعث خود بخود زور کر کے اِن سُوراخوں کے رستے سطح زمین پر آجاتا ہے اور اگر یہ نہ ہو تو پھر پمپوں کے ذریعہ کھینچ لیا جاتا ہے۔ اِس قسم کے سُوراخوں کو ارضی تیل کے کنوئیں کہتے ہیں۔

اِس قسم کے کنوؤں سے رسر کیشیا قفقاز'

گیلیشیا[1]، ہندوستان، اور جاپان میں، اور انٹیریئو[2]، اوہائیو[3]، پنسلوینیا[4]، کیلیفورنیا[5]، اوکلاہوما[6] میں اور بعض دیگر مقامات میں، آج کل بخوبی استفادہ کیا جا رہا ہے۔ ۱۹۱۲ء میں تمام روئے زمین پر اس تیل کی پیداوار ۴۰ کروڑ پیپے تھی۔ جس میں سے ۲ کروڑ ۶۶ لاکھ پیپے صرف امریکہ کے اضلاع متحدہ کے کنوؤں سے حاصل کئے گئے تھے۔ اس مقدار عظیم کا مفہوم یوں سمجھو کہ ایک پیپے میں ۴۲ گیلن تیل آتا ہے اور ایک گیلن ۶ بوتلوں کے برابر ہوتی ہے۔

ارضی تیل کے تصفیہ میں نقاط جوش کے اختلافات سے استفادہ کیا جاتا ہے۔ اور کسری کشید کے عمل سے اس کے مختلف اختیالی اجزاء ایک دوسرے سے جدا کرلئے جاتے ہیں۔ اس تیل میں اس قسم کے مرکبات بھی اکثر پائے جاتے ہیں جن میں گندک موجود ہوتی ہے۔ یہ مرکبات اگر تیل میں باقی رہ جائیں تو جلانے کے لئے اس تیل کا استعمال ضرر سے خالی نہیں۔ چنانچہ ان کبریتی مرکبات کے جلنے سے سلفرڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) گیس پیدا ہوتی ہے اور وہ تکلیف دہ چیز ہے۔ اس لئے ضروری ہے کہ یہ کبریتی مرکبات تیل میں باقی نہ رہیں۔ ان مرکبات کے دفعیہ کے لئے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) کا سفوف ملا کر (فراش[7] کا عمل) تیل کو گرم کیا جاتا ہے۔

---

[1] Galicia

[2] Ontario

[3] Ohio

[4] Pennaylvania

[5] California

[6] Oklahoma

[7] Frasch

ارضی تیل میں ناسیر شدہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) بھی موجود ہوتے ہیں - ان کے دفعیہ کے لئے یہ تدبیر کی جاتی ہے کہ مُرتکز سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ ملا کر تیل کو خوب ہلایا جاتا ہے تاکہ تیل کے ہر حصہ کو تُرشۂ مذکور کے ساتھ تماس کا موقع مل جائے۔

ذیل کی فہرست میں تصفیہ کے بعض حاصل درج کر دئے گئے ہیں - فہرست میں یہ بھی دکھا دیا گیا ہے کہ ہر حاصل کے احتیالی اجزاء کیا کیا ہیں، ہر حاصل کا نقطۂ جوش کیا ہے، اور ہر حاصل کہاں کہاں استعمال ہوتا ہے:-

نام	احتیالی اجزاء	نقطۂ جوش	مفاد
پٹرولیئم ایتھر Petroleum - ether	پنٹین، ہیکسین Pentane — hexane	°۴۰ — °۷۰	محلّل کے طور پر اور گیس بنانے میں استعمال ہوتا ہے -
گیسولین Gasoline جس کا دوسرا نام پٹرول Petrol	ہیکسین، ہیپٹین Hexane — heptane	°۷۰ — °۹۰	محلّل اور ایندھن کے طور پر استعمال ہوتا ہے -
نفت جسے انگریزی میں نفتھا Naphtha کہتے ہیں -	ہیپٹین، آکٹین Heptane — Octane	°۸۰ — °۱۲۰	محلّل اور ایندھن کے طور پر استعمال ہوتا ہے -

نام	احتیالی اجزاء	نقطۂ جوش	مفاد
بنزین Benzene	آکٹین، نونین Octane - Nonane	۱۲۰° - ۱۵۰°	محلّل، اور ایندھن کے طور پر استعمال ہوتا ہے۔
معدنی تیل یا مٹی کا تیل جسے انگریزی میں کیروسین Kerosene کہتے ہیں۔	ڈیکین تا ہیکساڈیکین Decane - hexadecane	۱۵۰° - ۳۰۰°	روشنی کرنے کے لئے استعمال کیا جاتا ہے۔

وہ حاصل جن کا نقطۂ اماعت اِس حد سے بلند تر ہے وہ مشینوں کے چپڑنے میں کام آتے ہیں۔ اور اِن کے بعد جو کچھ باقی رہ جاتا ہے اُس سے ایندھن کا کام لیا جاتا ہے۔

گیسولین (Gasoline) کی آج کل بہت مانگ ہے اور روز بروز بڑھتی جا رہی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ ارضی تیل کے تصفیہ سے جو چیزیں حاصل ہوتی ہیں اُن میں گیسولین کا تناسب بڑھ جائے اور گیسولین اِتنی مقدار میں بہم پہنچ سکے کہ مانگ پوری ہو جائے۔ اِس مطلب کے لئے خاص خاص تدابیر اختیار کی جاتی ہیں۔ مثلاً بخار کو بہت سے دباؤ کے ماتحت (رٹمین[1] کا عمل) رکھ کر گرم کیا جاتا ہے۔

اِن حاصلوں میں سے جن کے احتیالی اجزاء جتنے زیادہ طیران پذیر ہوں اُتنے ہی وہ حاصل زیادہ اشتعال پذیر ہوتے ہیں۔

---

[1] Rittman

چنانچہ معدنی تیل (کیروسین Kerosene) کی فروخت کے متعلق یہ قانون بنا دیا گیا ہے کہ اِس کے بخار کا نقطۂ اشتعال ایک خاص حد سے پست تر نہ ہو۔ اور قانون کے نفاذ کے لئے یہ تشخیص اختیار کی جاتی ہے کہ تیل کو گرم کرنے سے جو بخار پیدا ہوتا ہے جب تک تیل ایک خاص تپش اقل پر نہ پہنچ جائے وہ بخار کھلے شعلہ کو چھو کر جلنے نہ لگے۔ یہ تپشِ اقل مختلف حالات اور مختلف ممالک کے لحاظ سے ۲۳ء۷° تا ۵۰ء۹° ہے۔ تیل کو بلا خوف وخطر استعمال کرنے کے لئے تیل کی ترکیب ایسی ہونی چاہیئے کہ اِس کا نقطۂ اشتعال ۶۵° م (۱۵۰° ف) ہو جائے۔ قانون کا مفاد یہ ہے کہ معدنی تیل جو روشنی کے لئے استعمال کیا جاتا ہے اُس میں اِس قسم کے مرکبات باقی نہ رہیں جو معمولی تپشوں سے پست تر تپشوں پر طیران کرنے لگتے ہیں۔ اور اِس سے غرض یہ ہے کہ تیل میں آگ لگ جانے کے خطرے کم ہو جائیں۔

کشید کرتے کرتے جب وہ خاص موقع آ جاتا ہے جو اِس مطلب کے لئے مناسب ہے تو ارضی تیل کا مابقا ٹھنڈا کر دیا جاتا ہے۔ اِس سے سلسلہ کے ٹھوس ارکان $C_{22}H_{16}$ تا $C_{28}H_{58}$ کا کچھ حصّہ گالوں کی شکل میں قلما جاتا ہے۔ اور پھر وہ بہ عمل تقطیر جُدا کر لیا جاتا ہے۔ یہ ٹھوس مادّہ پیرافن (Paraffin) کے نام سے مشہور ہے۔ پیرافن (Paraffin) اِس قسم کے کاغذوں کے لئے استعمال کیا جاتا ہے جن کو پانی کے اثر سے محفوظ رکھنا ہوتا ہے۔ علاوہ بریں وہ کپڑوں کی دُھلائی میں بھی کام آتا ہے اور موم بتّی کا بھی ایک جُزو ہے۔ بعض حالتوں میں اِس عمل سے پٹرولیٹم (Petrolatum) بھی حاصل ہوتا ہے۔ یہ وُہی چیز ہے جس کا دُوسرا نام ویسلین (Vaseline) ہے۔ پیٹرولیٹم (Petrolatum) کا نقطۂ اماعت ۴۰° — ۵۰° ہے۔ اور ترکیب کے

اعتبار سے وہ $C_{22}H_{46}$ تا $C_{23}H_{48}$ پر مشتمل ہوتا ہے۔

اوزوسیرائیٹ (Ozocerite) ایک طرح کا قدرتی پیرافن (Paraffin) ہے۔ اِس سے سیریسین (Ceresin) بنایا جاتا ہے۔ اور سیریسین (Ceresin) ایک ایسا مادّہ ہے جو شہد کے موم کا بدل ہو سکتا ہے۔

اسفالٹ (Asphalt) ایک اَور ایسا مادّہ ہے جو ٹھوس ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کا قدرتی آمیزہ ہے۔ یہ مادّہ بالخصوص ٹرینیڈاڈ[1] میں پایا جاتا ہے اور سڑکوں کے بنانے میں کام آتا ہے۔

ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) قدرتی طور پر کیونکر بن جاتے ہیں؟ یہ ایک ایسا مسئلہ ہے جو ابھی بخوبی حل نہیں ہُوا۔ اِن کی قُدرتی پیدائش کے متعلق ایک نظریہ یہ ہے کہ یہ مرکباتِ دھاتوں کے کاربائیڈز (Carbides) کے ساتھ پانی کے تعامل کرنے سے پیدا ہوتے ہیں۔ اور ایک اَور نظریہ کے رُو سے وہ حیوانی اور نباتی مادّہ کی تحلیل کا نتیجہ تصور کیے جاتے ہیں۔ پھر یہ بھی ممکن ہے کہ اِن مرکبات کی تخلیق میں یہ دونوں عمل بروئے کار آتے ہوں۔ مختلف مقامات کے ارضی تیلوں میں کچھ کچھ اختلافات بھی پائے جاتے ہیں۔ چنانچہ کیلیفورنیا[2] کے تیل میں عطری ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) بھی موجود ہوتے ہیں۔ اِس قسم کے اختلافات یقیناً اِس بات پر دلالت کرتے ہیں کہ ان مرکبات کے اسبابِ تخلیق میں کچھ نہ کچھ اختلاف ضرور ہونا چاہیئے اور اگر یہ نہیں تو پھر تخلیق کے بعد اِن مرکبات کو جو واردات پیش آتے رہے ہیں وہ اِن اختلافات کی پیدائش کے موجب ہوئے ہیں۔

---

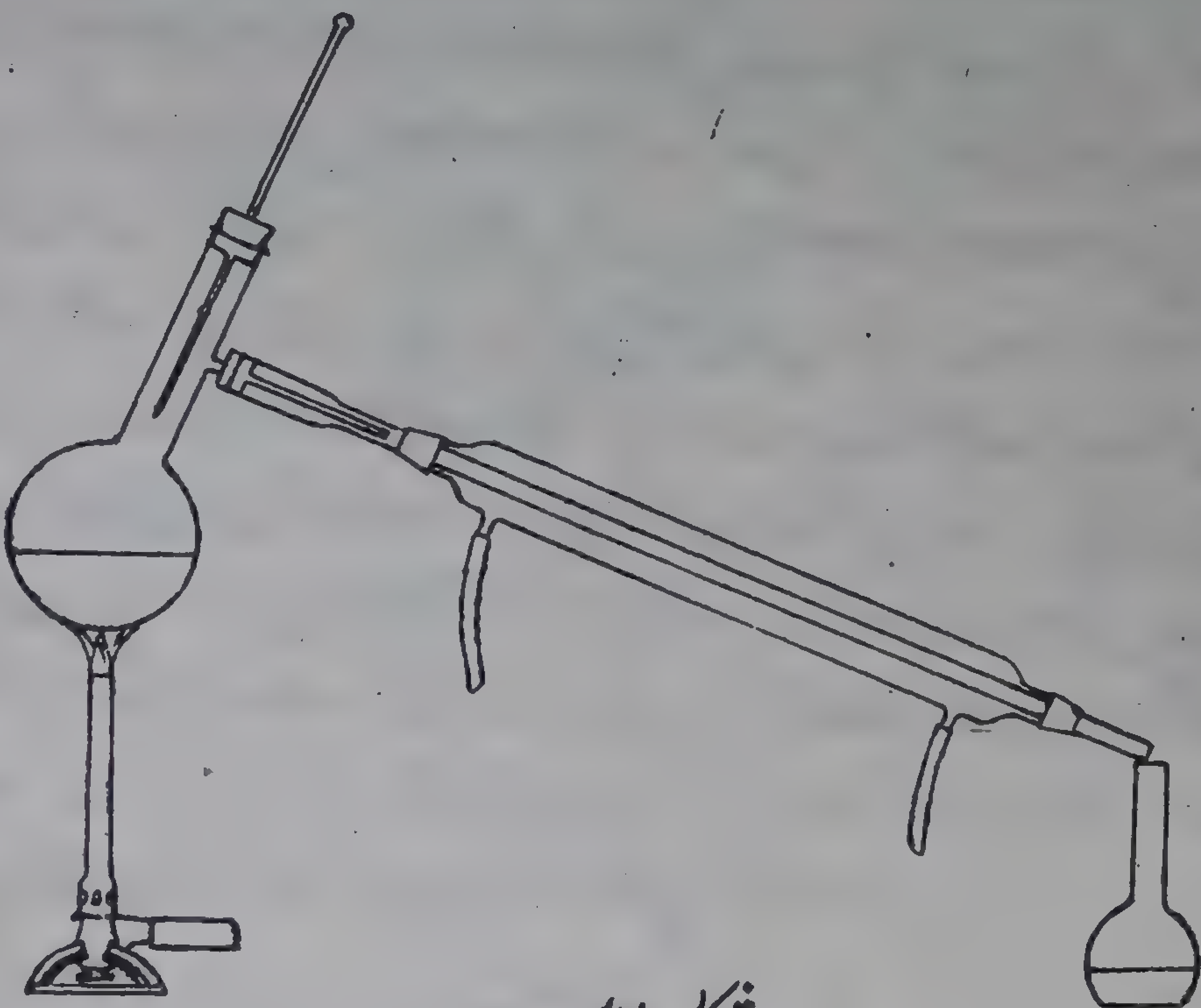
[1] Trinidad

[2] California

کسری کشید

کسی مائع کے دو احتیالی اجزاء کے نقاطِ جوش مختلف ہوں تو ممکن ہے کہ گرم کرنے سے ایک کا بخاری دباؤ ۶۰ ، ر مر تک پہنچ جائے اور دوسرے کا ابھی اِس حد سے بہت نیچے ہو۔ اِس صورت میں ظاہر ہے کہ وہ جزء جس کا نقطۂ اماعت بلند تر ہے کشیدۂ اوّل میں اُس کی آمیزش نہایت خفیف ہونی چاہیئے۔ اور ایسی صورتوں میں احتیالی اجزاء ایک دوسرے سے بآسانی جدا کئے جا سکتے ہیں۔ لیکن جیسا کہ پٹرولیئم (Petroleum) کا حال ہے جب اجزاء کے نقاطِ جوش میں بُعد زیادہ نہیں ہوتا تو اجزاء کا کامل طور پر ایک دوسرے سے جُدا کر لینا بہت مشکل ہو جاتا ہے۔ ہاں اگر کشید کے عمل میں یہ اہتمام مدِنظر رکھ لیا گیا ہو کہ کشیدہ ایک قابلہ میں جمع ہونے کی بجائے متعدد قابلوں میں یکے بعد دیگرے جمع ہوتا جائے تو اِس طرح کی کسریں البتہ حاصل ہو سکتی ہیں کہ پہلے کشید ہو کر آنے والی کسروں میں اپنے موخرات کے مقابلہ میں ادنیٰ نقاطِ جوش والے مادّوں کی مقداریں زیادہ اور بلند تر نقاطِ جوش والے مادّوں کی مقداریں کمتر ہوں۔ چنانچہ اِس قسم کے احتیالی آمیزوں کے احتیالی اجزاء اسی طرح ایک دوسرے سے جُدا کئے جاتے ہیں۔ کشید کے دَوران میں جب بخار میں رکھا ہُوا تپش پیما (شکل ۱۵۷) اُس تپش پر پہنچتا ہے جہاں ادنیٰ تپش پر جوش کھانے والے جُزء کا نقطۂ جوش دُور رہ جاتا ہے اور اعلیٰ تپش پر جوش کھانے والے جُزء کا نقطۂ جوش قریب تر آنے کو ہوتا ہے تو کشیدہ دوسرے برتن میں پہنچا دیا جاتا ہے۔ یا جیسے کہ ارضی تیل (پٹرولیئم Petroleum) کے تصفیہ میں دستور ہے۔ یہ عمل

اُس وقت کیا جاتا ہے جب کشیدہ کثافت کے اعتبار سے خاص خاص



شکل ۱۴۱

حدوں پر آجاتا ہے - اِس طرح یک جنس کسریں یکجا رہتی ہیں - اور پھر جب یہ کسریں ایک ایک کر کے دوبارہ کشید کی جاتی ہیں اور کشیدہ کو اُسی طرح تپشوں کے اعتبار سے تقسیم کرتے جاتے ہیں تو اصتیالی اجزاء زیادہ تکمیل کے ساتھ ایک دُوسرے سے جُدا ہو جاتے ہیں - اِس عمل کا نام کسری کشید ہے - اِس عمل کا اعادہ حسب ضرورت جاری رکھا جاتا ہے - اور اِس طرح آمیزہ کے اجزاء ہر دُوسری کشید میں پہلی کشید کی بہ نسبت خالص تر ہوتے چلے جاتے ہیں -

اِن واقعات کی توضیح کے لئے بنزین (Benzene) فارمک

(Formic) تُرشہ اور بنزائیل الکوہل (Benzyl alcohol) کے آمیزہ پر تجربہ کیا جاسکتا ہے۔ بنزین (Benzene) کا نقطۂ جوش ۸۰ء۲°، فارمک (Formic) تُرشہ کا نقطۂ جوش ۱۰۰° اور بنزائیل الکوہل (Benzyl alcohol) کا نقطۂ جوش ۲۰۶ء۵° ہے۔ تجربہ کے لئے ۴ء۰ مکعب سمر بنزین (Benzene)، ۸ مکعب سمر فارمک (Formic) تُرشہ اور ۲ مکعب سمر بنزائیل الکوہل (Benzyl alcohol)، لے کر باہم ملالو۔ اور اِس آمیزہ کو امتحانی نلی میں رکھ کر چھوٹے سے شعلہ پر گرم کرکے جوش دو۔ دیکھو اجزاء یکے بعد دیگرے کشید ہوتے ہیں۔ اور اُن کی اپنی اپنی ہُویت اس طرح مشخص ہوسکتی ہے کہ پہلے اور تیسرے کشیدہ کے احتراق سے منوّر شعلہ، اور دُوسرے کشیدہ کے احتراق سے غیر منوّر شعلہ، پیدا ہوتا ہے۔ بخارات کو مذکورہ بالا قاعدہ کے بموجب مکثّفہ میں سے گزار کر آمیزہ کے احتیالی اجزاء کی ایک دُوسرے سے جدائی کم و بیش پایۂ تکمیل کو پہنچائی جاسکتی ہے۔

پیرافِنز[1] کے خواصِ عمومی

کیمیائی سلوک کے اعتبار سے یہ تمام مرکبات جامدانہ خصوصیات کا اظہار کرتے ہیں۔ اِن میں نہ تُرشوں کے خواص پائے جاتے ہیں نہ اساسوں اور نمکوں کے۔ لیکن اِن مرکبات کے اِس جمود پر بھی لونجن عناصر خصوصاً کلورین (Chlorine) اور برومین (Bromine)، اِن کے ساتھ تعامل کر لیتے ہیں۔

یہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) جب جلائے جاتے ہیں تو اِن سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور

---

[1] "ز" جمع کی علامت ہے۔

پانی پیدا ہوتے ہیں۔ جب سفید گرم نلی میں سے گزارے جاتے ہیں تو کچھ ہائیڈروجن اِن سے جدا ہو جاتی ہے اور اِس طرح وہ ایسے ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) میں تبدیل ہو جاتے ہیں جن کا وزنِ سالمہ اِن کے اپنے وزنِ سالمہ سے کمتر یا بیشتر ہوتا ہے (دیکھو بنزین Benzene)

میتھین

METHANE

CH_4

میتھین (Methane) گیسی مرکب ہے اور اِس کا عامیانہ نام دلدلی گیس (مارش گیس Marsh gas) ہے۔ یہی گیس وہ چیز ہے جو قدرتی معدنی گیس کا جزوِ اعظم ہے۔ جب اِس قسم کے تالابوں کا تلا ہلایا جاتا ہے جن میں دلدل بہ کثرت ہوتی ہے تو یہ گیس اِس دلدل میں سے خروج کر کے سطح پر آ جاتی ہے۔ چنانچہ اِس گیس کا دلدلوں میں پایا جانا ہی اِس کے عامیانہ نام کی وجہِ تسمیہ ہے۔ کانوں کے اندر معدنی کوئلے میں جو کچھ جگہیں خالی رہ گئی ہوتی ہیں اُن میں بھی یہ گیس پائی جاتی ہے۔ دونوں صورتوں میں اِس گیس کی پیدائش ہوا کی عدم موجودگی میں نباتی مادہ کی تحلیل کا نتیجہ ہے۔

یہ گیس جب کوئلے کے خلاؤں میں سے نکل کر کان میں آتی ہے تو اِس کو یورپ کے کان کنوں کی اصطلاح میں "بخارِ آتش" کہتے ہیں اور وجہِ تسمیہ یہ ہے کہ ہوا کے ساتھ مل کر یہ گیس دھماکو

آمیزہ بنا دیتی ہے۔ اِس آمیزہ کے دھماکہ جانے کے بعد کان کے اندر جو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) بن جاتا ہے وہ یورپ کے کان کنوں کی زبان میں "گلوگیر بخار" کے نام سے مشہور ہے۔

بہت سے مقامات پر یہ گیس ارضی تیل کی طرح زمین میں دبی ہوئی بھی پائی جاتی ہے۔ ایسے مقامات پر وہ اِس طرح کے ارضی طبقوں کے نیچے دب گئی ہے کہ اِن طبقوں میں سے اِس کا نفوذ و خروج ممکن نہیں۔ جب اِس قسم کے طبقے برما دئے جاتے ہیں تو یہ گیس سیالی دباؤ کے اثر سے اِن سوراخوں میں سے خروج کرتی ہے۔ بیشتر اُن مقامات پر یا اُن مقامات کے گرد و نواح میں پائی جاتی ہے جہاں زمین کے اندر ارضی تیل دستیاب ہوتا ہے۔

یہ واقعہ ہم کاربن کے خواص کی بحث میں بیان کر چکے ہیں کہ میتھین (Methane) کس طرح کاربن اور ہائیڈروجن کے بلا واسطہ امتزاج سے پیدا ہو جاتی ہے۔ اور اب ہم اِس کی تیاری کا طریق بیان کرتے ہیں۔

تیاری :-

۱- یہ گیس بعض غیر نامیاتی مادوں سے بھی بنائی جا سکتی ہے۔ چنانچہ ایلومینیم کاربائیڈ (Aluminium carbide) جو برقی بھٹی میں ایلومینیم آکسائیڈ (Aluminium oxide) اور کاربن کے تعامل کرنے سے پیدا ہوتا ہے، جب پانی کے ساتھ تعامل کرتا ہے تو میتھین (Methane) بن جاتی ہے :-

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4 \uparrow$$

۲- دار التجربہ میں یہ گیس عموماً سوڈیم ایسیٹیٹ (Sodium acetatec) اور سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے خشک آمیزہ سے بہ عمل کشید تیار کی جاتی ہے :-

$$CH_3.COONa + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + CH_4 \uparrow$$

خواص:-

کیمیائی خواص کے اعتبار سے دیگر سیر شدہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کی طرح میتھین (Methane) بھی بہت کچھ جامد ہے۔ لیکن اس پر بھی لونجن عناصر اس کے ساتھ تعامل کر جاتے ہیں۔ چنانچہ میتھین (Methane) اور کلورین کا آمیزہ جب ضیائے آفتاب میں رکھ دیا جاتا ہے تو یکے بعد دیگرے کئی ایک تغیر حادث ہوتے ہیں:-

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl,$$
$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl,$$
$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl,$$
$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl,$$

لونجن عناصر کے ساتھ اس نوعیت کا تعامل، سیر شدہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کا ایک مخصوص خاصہ ہے۔ یہ تعامل آہستہ آہستہ حادث ہوتا ہے اور اس لئے آئیونک (Ionic) کیمیائی تغیر سے بالکل مختلف ہے۔ اس میں ہائیڈروجن کی ایک ایک اکائی یکے بعد دیگرے کلورین سے بدلتی چلی جاتی ہے۔ اس بناء پر کیمیا کی زبان میں اس قسم کے تعامل سے پیدا ہونے والے حاصل کو بدلی حاصل کہتے ہیں۔

کاربن اور ہائیڈروجن کے مختلف گروہ جو پہلے تین مندرجہ بالا حاصلوں میں کلورین کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہیں، بہت سے نامیاتی مرکبات میں پائے جاتے ہیں۔ اور اس بناء پر ضروری ہے کہ ان کے کچھ نام بھی قرار پا جائیں۔ چنانچہ ان میں سے پہلے کو میتھائیل CH_3- (Methyl)، دوسرے کو میتھیلین $CH_2=$ (Methylene) اور تیسرے کو میتھینائیل $CH\equiv$ (Methenyl) کہتے ہیں۔

اِن گروہوں کے نام رکھ لینے کے بعد پھر مرکباتِ مذکورہ کے نام حسبِ ذیل ہیں :۔

میتھائیل کلورائیڈ CH_3Cl (Methyl chloride)

میتھیلین کلورائیڈ CH_2Cl_2 (Methylene chloride)

میتھینائیل کلورائیڈ $CHCl_3$ (Methenyl chloride)

کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ CCl_4 (Carbon tetrachloride)

اِن میں سے تیسرے کو کلوروفارم (Chloroform) بھی کہتے ہیں۔ کلوروفارم اور کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetrachloride) طیران پذیر مایع اور معروف چیزیں ہیں۔ میتھین (Methane) کا وہ مشتق جو کلوروفارم (Chloroform) کا متجاوب ہے اور اُس میں کلورین کی جگہ آئیوڈین (Iodine) نے لے لی ہے، اُس کو آئیوڈوفارم CHI_3 (Iodoform) کہتے ہیں اور وہ جرّاحی میں استعمال کیا جاتا ہے۔

یہ بدلی مرکب، نمک نہیں ہیں اور حل میں جاکر ان کو آئیونائیزیشن (Ionisation) لاحق نہیں ہوتا۔ پانی اِن کو بہت آہستہ آہستہ ہائیڈرولائیز (Hydrolyse) کرتا ہے۔ مثلاً کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon tetrachloride) کے ہائیڈرالسز (Hydrolysis) سے کاربونک (Carbonic) اور ہائیڈروکلورِک (Hydrochloric) تُرشے پیدا ہوتے ہیں :۔

$$CCl_4 + 3H_2O \rightarrow H_2CO_3 + 4HCl$$

یہاں یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ کاربن اگرچہ ادھاتی عنصر ہے لیکن اِس پر بھی اِس تعامل کے حدوث کے لئے بلند تپش درکار ہے۔

میتھین (Methane) اور دیگر سیر شدہ ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) سب کے سب تیز گرم کر دینے پر تحلیل ہو جاتے ہیں (ذرا آگے چل کر دیکھو تشقیق)۔

نامیاتی اصلیےّ

کاربن کی کیمیا میں کیمیائی اِکائیوں (جواہرِ عناصر) کے بہت سے اِس قسم کے گروہ ملتے ہیں جو بلاتغیر ایک مرکب سے دُوسرے مرکب میں چلے جاتے ہیں۔ اِس قسم کے ہر گروہ کو نامیاتی اصلیہ کہتے ہیں۔ اِن اصلیّوں میں وہ خاصیت عموماً مفقود ہوتی ہے جو غیر نامیاتی اصلیّوں میں بالعموم پائی جاتی ہے۔ یعنی نامیاتی اصلیےّ آئیونز (Ions) پیدا کرنے کی طاقت سے عموماً بے بہرہ ہیں۔ نامیاتی اصلیّوں کی چند مثالیں حسب ذیل ہیں:—

اصلیہ میتھائیل CH_3 (Methyl) جو میتھین $CH_3 \cdot H$(Methane) میں، میتھائیل کلورائیڈ $CH_3.Cl$(Methyl chloride) میں، میتھائیل الکوہل $CH_3.OH$(Methyl alcohol) میں اور ایسیٹک (Acetic) ترشہ (CH_3COOH) میں پایا جاتا ہے۔

اصلیہ ایتھائیل C_2H_5-(Ethyl) جو ایتھین $C_2H_5.H$(Ethane) کا اور ایتھائیل الکوہل $C_2H_5 \cdot OH$(Ethyl alcohol) کا جُزوِ ترکیبی ہے۔

اور اصلیہ پروپائیل C_3H_7-(Propyl) جو پروپین C_3H_7H(Propane) وغیرہ کی ترکیب میں داخل ہے۔

میتھائیل CH_3-(Methyl)، ایتھائیل $C_2H_5 \cdot$(Ethyl) اور پروپائیل (propyl) وغیرہ یک گرفتہ اصلیےّ ہیں۔

اسی طرح ایتھیلین $C_2H_4=$(Ethylene)، پروپیلین $C_3H_6=$(Propylene) وغیرہ، اصلیےّ بھی ہیں جو دو گرفتہ ہیں۔

CH_3CO، NH_2، NO_2 اور بہت سے دیگر گروہ بھی آئیونائیز (Ionise) نہ ہونے والے اصلیےّ ہیں اور نامیاتی مرکبات میں پائے

جاتے ہیں (دیکھو ایسیٹک (Acetic) تُرشہ)۔

ناسیر شدہ ہائیڈروکاربنز

ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کے سیر شدہ سلسلہ کے علاوہ اَور متعدد سلسلے بھی معلوم ہَیں جن میں سیر شدہ ہائیڈروکاربنز کے مقابلہ میں ہائیڈروجن کا تناسب کمتر ہوتا ہَے۔ مثلاً ایتھیلین C_2H_4 (Ethylene) کہ روشنی کرنے کی گیس کے شُعلہ کی تنویر بیشتر اِسی کی مرہونِ منت ہے ایک ایسے سلسلہ کا پہلا رُکن ہے جس کا عمومی ضابطہ C_nH_{2n} ہے۔ اور اِس ضابطہ سے ظاہر ہے کہ سیر شدہ سلسلہ کے ہر رُکن کے مُقابلہ میں اِس سلسلہ کے متجاوب مرکب میں ہائیڈروجن کی مقدار کمتر ہے۔

اِسی طرح ایسیٹیلین C_2H_2 (Acetylene)، سلسلہ C_nH_{2n-2} کا رُکنِ اول ہے۔ اور بنزین C_6H_6 (Benzene) سے، سلسلہ C_nH_{2n-6} کی ابتدا ہوتی ہے جس کا دُوسرا رُکن ٹولوئین (Toluene) C_7H_8 ہے۔

پھر آئیسوپرین C_5H_8 (Isoprene)، ناسیر شدہ سلسلہ C_nH_{2n-4} کا رُکن ہے اور یہ مرکب ایک خاص صنعی اہمیت رکھتا ہے۔ یعنی یہ مرکب جب سوڈیئم (Sodium) کی، یا کسی اَور تماسی عامل کی موجودگی میں گرم کیا جاتا ہے تو کچے ربڑ میں تبدیل ہو جاتا ہے جس کا ضابطہ $(C_5H_8)_x$ ہے۔ لیکن مصنوعی ربڑ تیار کرنے کا کوئی قاعدہ ابھی تجارتی اغراض کے لئے استعمال میں نہیں آیا۔

یہ سب کے سب سلسلے ناسیر شدہ ہیں کیونکہ اِن میں کاربن کی پُوری گرفت بہ تمام وکمال بروئے کار نہیں آئی۔ اِسی بناء پر اِن سلسلوں کے مرکبات کم وبیش رغبت کے ساتھ ہائیڈروجن سے،

کلورین سے، برومین (Bromine) سے، اور سلفیورک (Sulphuric) ترشہ سے، ترکیب کھا جاتے ہیں۔

تمام سلسلوں کے ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کی یہ ایک خاص خصوصیت ہے کہ وہ ایک دوسرے میں تو حل ہو جاتے ہیں لیکن پانی میں اُن میں سے کوئی ایک بھی حل پذیر نہیں۔

ایسیٹیلین (Acetylene) اور ایتھیلین (Ethylene) کے سلسلوں کے ارکان، ارضی تیل (پٹرولیئم Petroleum) میں پائے جاتے ہیں اور اِس تیل کی کشید کے دَوران میں کسی حد تک تحلیل سے بھی پیدا ہو جاتے ہیں۔ جس تیل میں یہ مرکبات موجود ہوتے ہیں اُس میں کیمیائی تغیر سے تاریک رنگ حاصل بن جاتے ہیں۔ اِس لئے فروخت سے پہلے اِن تیلوں کا ہمیشہ تصفیہ کر لیا جاتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے اِن تیلوں میں مُرتکز سلفیورک (Sulphuric) ترشہ ملایا جاتا ہے اور خوب ہلایا جاتا ہے۔ مُرتکز سلفیورک ترشہ اِن میں سے ناسیر شدہ اشیاء کو اپنے ساتھ کیمیائی امتزاج میں لے لیتا ہے اور چونکہ خود اِس قسم کے تیل میں ناحل پذیر ہے اِس لئے ایک جُداگانہ طبقہ بن کر تہ میں بیٹھ جاتا ہے۔ اب تیل نتھار کر الگ کر لیا جاتا ہے اور سب سے اخیر عمل اِس پر یہ ہوتا ہے کہ ہلکائی قلی سے اور پانی سے دھو کر سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کی آمیزش سے پاک کر لیا جاتا ہے۔

ایتھیلین

ETHYLENE

C_2H_4

ایتھیلین (Ethylene)، ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کے سلسلۂ دوم کا رُکن ہے - سلسلۂ اول اور سلسلۂ دوم کے مقابلہ سے معلوم ہو سکتا ہے کہ یہ مرکب، سلسلۂ اول کے رُکن دوم یعنی ایتھین C_2H_6 (Ethane) کا متجاوب ہے - اور اِس کے ضابطہ سے ظاہر ہے کہ اِس کے سالمہ میں ایتھین C_2H_6 (Ethane) کی بہ نسبت بقدر دو اِکائیوں کے ہائیڈروجن زیادہ ہے -

تیاری :-

۱- ایتھیلین (Ethylene)، معمولی الکوہل (یعنی ایتھائیل الکوہل Ethyl alcohol) کو مُرتکز سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر گرم کرنے سے بنتی ہے :-

$$C_2H_5 \cdot OH \rightarrow H_2O + C_2H_4 \uparrow$$

سلفیورک تُرشہ کا یہ تعامل فی الحقیقت دو متمیز درجوں میں حادث ہوتا ہے - اور تعامل کا درمیانی حاصل جدا بھی کیا جا سکتا ہے - چنانچہ پہلے پہل ایتھائیل ہائیڈروجن سلفیٹ (Ethyl hydrogen sulphate) $C_2H_5HSO_4$ بنتا ہے :-

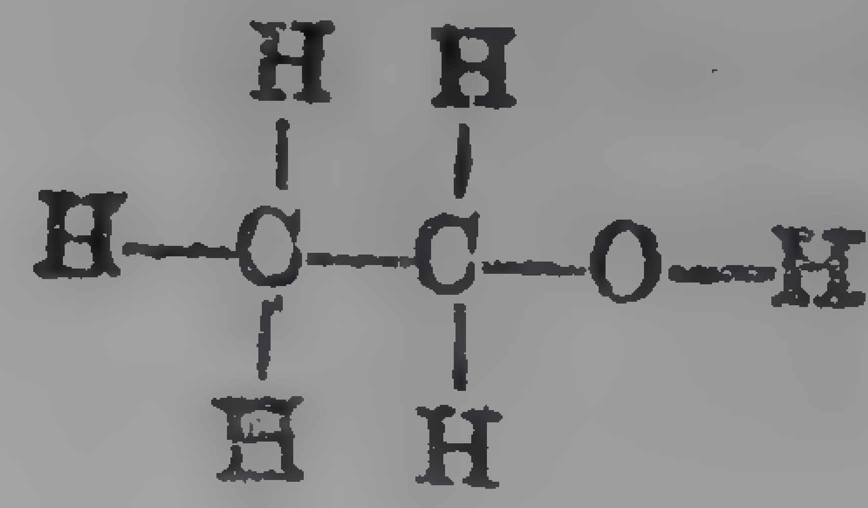
$$C_2H_5 \cdot OH + H_2SO_4 \rightleftharpoons C_2H_5HSO_4 + H_2O.$$

یہ مرکب غلیظ شربت نما مادّہ ہے - یہ مادّہ جب ۱۵۰° سے بلند تر تپش پر پہنچتا ہے تو اِس کو بجوگ ہوتا ہے اور وہ ایتھیلین (Ethylene) اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ میں بٹ جاتا ہے :-

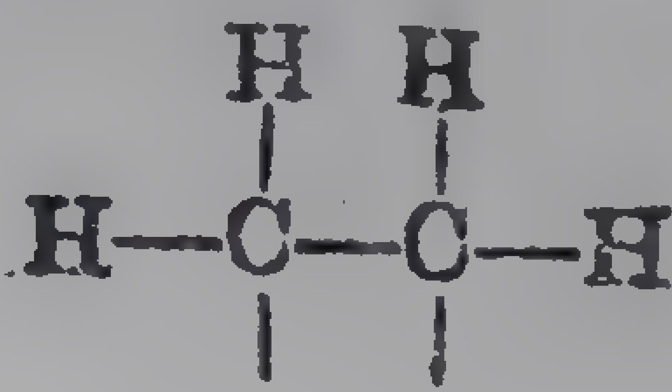
$$C_2H_5HSO_4 \rightarrow C_2H_4 + H_2SO_4$$

ایتھائیل الکوہل (Ethyl alcohol) اور ایتھیلین (Ethylene) کے ترکیبی ضابطوں کے مقابلہ سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ ایتھائیل الکوہل (Ethyl alcohol) کو جو پانی کا نقصان لاحق ہوتا ہے اُس سے کاربن کو جزءً ناسیر رہ جانا چاہیئے - چنانچہ :-

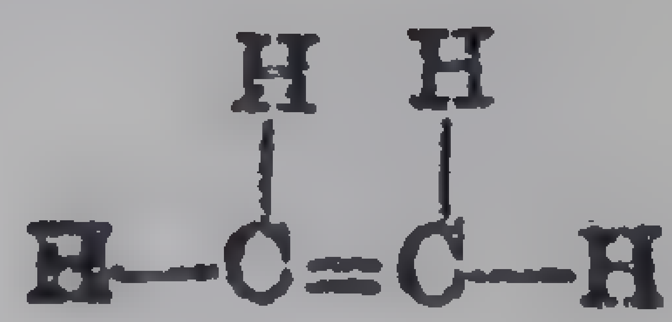
ایتھائیل الکوہل



اور ایتھیلین



یا



۲۔ یہ پانی، الکوہل سے اِس طرح بھی دفع کیا جا سکتا ہے کہ الکوہل قطرہ قطرہ کرکے، گرم کئے ہوئے فاسفورک (Phosphoric) ایسڈ تُرشہ پر ڈالا جائے۔ پانی اِس مرکب کے ساتھ ترکیب کھا کر میٹا فاسفورک (Meaphosphoric) تُرشہ بنا دیتا ہے۔ یعنی ایتھیلین (Ethylene) خارج ہو جاتی ہے۔ اور ٹھوس میٹا فاسفورک تُرشہ باقی رہ جاتا ہے۔

۳۔ جب کوئی سیر شدہ ہائیڈروکاربن (Hydrocarbon) خوب گرم کر دیا جاتا ہے تو اِس طرح بھی ایتھیلین (Ethylene) بن جاتی ہے۔ لیکن اِس صورت میں اِس کے ساتھ ایسیٹیلین (Acetylene) اور دیگر اشیاء بھی پیدا ہوتی ہیں۔ سیر شدہ

ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) کو گرم کرنے سے اِس نوعیت کا تغیر اس قدر عام ہے کہ میتھین (Methane) تک بھی ایتھیلین (Ethylene) میں بدل جاتی ہے۔ چنانچہ

$$2CH_4 \rightarrow C_2H_4 + 2H_2$$

خواص :—

ایتھیلین (Ethylene) گیسی چیز ہے۔ جب مایع بنائی جاتی ہے تو پھر -۱۰۵° پر جوش کھاتی ہے۔ اِس کی تپشِ فاصل ۳۵° ہے۔ ۰° کی تپش پر ۴۲ کُراتِ ہوائیہ کے دباؤ سے مایع بنائی جاسکتی ہے۔ ہوا میں احتراق پذیر ہے اور جب جلتی ہے تو اس سے عارضی طور پر بہت سا کاربن آزاد ہوتا ہے۔ اور اس وجہ سے اِس کا شعلہ بہت منوّر ہو جاتا ہے۔

ایتھیلین (Ethylene) کے ضابطہ پر غور کرو۔ کاربن کی ہر اِکائی کا یہ حال ہے کہ اُس کی صِرف تین گرفتیں بروئے کار ہیں۔ اور کاربن کے متعلق ہمیں معلوم ہے کہ وہ یا تو دو گرفتہ ہوتا ہے اور یا چو گرفتہ۔ پھر اُس سے ہم قیاس کر سکتے ہیں کہ ایتھیلین (Ethylene) کی ترکیب میں کاربن کی امتزاجی طاقت سیر نہیں ہوئی۔ اور واقعہ بھی یہی ہے۔ چنانچہ عامل ہائیڈروجن ایتھیلین (Ethylene) کو بآسانی ایتھین (Ethane) میں تحویل کردیتی ہے۔ یعنی اِس دَوران میں ایتھیلین (Ethylene) ہائیڈروجن کی دو اِکائیاں اَور لے لیتی ہے۔ اور ایتھین میں تبدیل ہو جاتی ہے۔

$$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$$

جب ایتھیلین (Ethylene) مایع برومین (Bromine) میں گزاری جاتی ہے تو وہ اِس مایع میں جلد جلد جذب ہوتی جاتی ہے۔ اور اِس دَوران میں برومین کا حجم بڑھتا جاتا ہے۔ پھر آخر کار وہ حد آجاتی ہے کہ برومین کا رنگ بالکل زائل ہو جاتا ہے۔ اور اب برومین (Bromine)

کی بجائے شفاف مایع باقی رہ جاتا ہے - اِس مایع کی ترکیب $C_2H_4Br_2$ اور اِس کا نام ایتھیلین برومائیڈ (Ethylene bromide) ہے - ایتھیلین (Ethylene) کے لئے جو دو ترسیمی ضابطے ہم نے درج کئے ہیں اِن میں سے دُوسرا ضابطہ ہی اِس مرکب کے لئے عموماً اختیار کیا جاتا ہے - اِس ضابطہ کی شکل و صورت سے یہ اشتباہ ہو سکتا ہے کہ دیگر مرکبات کی بہ نسبت اِس مرکب میں کاربن کی دو اِکائیاں زیادہ زور کے ساتھ ایک دُوسرے سے وابستہ ہیں - لیکن واقعہ یہ نہیں - ضابطہ سے صرف یہ مفہوم ہونا چاہیئے کہ ہر اِکائی کاربن کی ایک گرفت خالی ہے -

ایسٹیلین

ACETYLENE

C_2H_2

یہ چیز بھی گیس ہے - اور یہ گیسی مرکب، ناسیر شدہ ہائیڈرو کاربنز (Hydrocarbons) کے اُس سلسلہ کا رُکنِ اول ہے جو عمومی ضابطہ C_nH_{2n-2} سے تعبیر کیا جاتا ہے - اِس مرکب کا ضابطہ C_2H_2 ہے اور یہ ضابطہ اِس بات پر صاف دلالت کرتا ہے کہ کاربن کی دو اِکائیوں کو کامل طور پر سیر کر دینے کے لئے اِس کے سالمہ میں ہائیڈروجن کے جواہر کی جو تعداد ہونا چاہیئے اُس میں چار کی کمی ہے - اگر یہ کمی نہ رہ گئی ہوتی تو یہ مرکب وہی ہائیڈرو کاربن (Hydrocarbon) ہو جاتا جسے ہم ایتھین (Ethane) کہتے ہیں - ایسٹیلین (Acetylene) کی ساخت ترسیماً عام طور پر اندازِ ذیل سے تعبیر کی جاتی ہے :-

$$H—C\equiv C—H$$

تیاری :—

ا- برقی قوس میں کاربن اور ہائیڈروجن کے بلا واسطہ امتزاج سے یہ گیس تھوڑی تھوڑی سی مقداروں میں بن جاتی ہے - لیکن برقی قوس میں اِس گیس کا بالخصوص پیدا ہونا اس بات کا نتیجہ نہیں ہے کہ کاربن اور ہائیڈروجن اِتنے بہت سے ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) میں سے اِس خاص ہائیڈروکاربن (Hydrocarbon) کو بحکمِ ترجیح پیدا کرتے ہیں - بلکہ واقعہ یہ ہے کہ ۳۰۰۰° پر اور اِس سے بلند تر تپشوں پر دیگر ہائیڈروکاربنز (Hydrocarbons) تحلیل ہو جاتے ہیں اور ایسیٹیلین (Acetylene) ایک ایسا مرکب ہے جس کی تکوین میں، باقی ہر ایک ہائیڈروکاربن (Hydrocarbon) کی بہ نسبت، زیادہ حرارت جذب ہوتی ہے - او یہ کیمیائی مرکبات کی تکوین کا ایک نہایت عام اصول ہے کہ جس مرکب کی تکوین جتنی زیادہ حرارت خوار ہوتی ہے تپش کی ترقی اُس کی تکوین کے لئے اُسی قدر زیادہ مفید ہو جاتی ہے - (دیکھو کلیۂ ھوافٔ[1]) - چنانچہ یہی وجہ ہے کہ جب ایتھیلین (Ethylene) گرم کی ہوئی نلی میں سے گزاری جاتی ہے تو وہ ایسیٹیلین[2] (Acetylene) میں تبدیل ہو جاتی ہے :-

$$C_2H_4 \rightarrow C_2H_2 + H_2$$

۲- جب کیلسیئم کاربائیڈ CaC_2(Calcium carbide) پانی میں ڈالا جاتا ہے تو تُند اُبال پیدا ہوتا ہے - یہ واقعہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ پانی کے تعامل سے کیلسیئم کاربائیڈ تحلیل ہو جاتا ہے اور اِس کی بجائے کیلسیئم ہائیڈراکسائیڈ (Calcium hydroxide)

---

[1] Van't Hoff

[2] دیکھو شعلہ کا بیان -

پیدا ہوتا ہے اور ایسیٹیلین (Acetylene) گیس بن کر خارج ہو جاتی ہے :۔

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$$

اِس مقام پر تعامل مذکور کا اُس تعامل سے مقابلہ کر لینا چاہئے جو پانی اور کیلسیم فاسفائیڈ (Calcium Phosphide) پانی اور کیلسیم سلفائیڈ (Calcium sulphide)، اور پانی اور میگنیسیم نائیٹرائیڈ (Magnesium nitride)، میں ہوتا ہے۔

خواص :۔

ایسیٹیلین (Acetylene) احتراق پذیر گیس ہے۔ اور جب جلتی ہے تو ایتھیلین (Ethylene) سے بھی زیادہ منوّر شعلہ پیدا کرتی ہے۔ اِس کی سب سے بڑھ کر خصوصی خاصیت یہ ہے کہ جب کیوپرس (Cuprous) نمک کے امونیا دار محلول میں گزاری جاتی ہے تو سُرخ رسوب پیدا کرتی ہے۔ یہ سُرخ رسوب تانبے کا کاربائیڈ ہے اور اِسے کاپر ایسیٹیلائیڈ (Copper acetylide) کہتے ہیں۔ چنانچہ مساوات :۔

$$Cu_2(OH)_2 + C_2H_2 \rightarrow Cu_2C_2 \downarrow + 2H_2O$$

اِس تغیر کی جُزئی تعبیر ہے۔ یہ سُرخ رسوب جب خشک کر دیا جاتا ہے تو نہایت درجہ دھماکو ہو جاتا ہے۔ اور اِس کی دھماکو سیرت اِس واقعہ کا نتیجہ ہے کہ جب یہ مرکب اپنے اجزائے ترکیبی میں بٹتا ہے تو اِس سے بہت سی توانائی آزاد ہوتی ہے۔ اِس رسوب کی پیدائش سے گیسوں کے آمیزوں میں ایسیٹیلین (Acetylene) کی تشخیص کرنے میں استفادہ کیا جاتا ہے۔

معمولی دباؤ کے ماتحت گیسی ایسیٹیلین (Acetylene) بلا خطر استعمال کی جاتی ہے۔ لیکن جب یہ گیس اُستوانوں میں دو کُرّات ہوائیہ سے زیادہ دباؤ کے ماتحت رکھی ہوتی ہے تو اِس حال میں وہ صدمہ کے اثر سے جلد دھماکا پیدا کر دیتی ہے۔ یہ واقعہ

اِس امر کا نتیجہ ہے کہ ایسیٹیلین (Acetylene) حرارت خوار مرکب ہے۔ چنانچہ

$$C_2H_2 \rightarrow 2C + H_2 + 53,200 \text{ حرارہ}$$

یہ گیس، کیلسیئم کاربائیڈ (Calcium Carbide) سے حسبِ ضرورت بکثرت تیار کی جاتی ہے اور احتیالی گاڑیوں میں روشنی کرنے کے کام آتی ہے۔ جن مقامات پر گیس کی روشنی کا رواج ہے اُن مقامات پر جہاں روشنی کرنے کی معمولی گیس بہم نہیں پہنچتی وہاں اکثر ایسیٹیلین (Acetylene) سے یہ کام لیا جاتا ہے۔

ایسیٹیلین (Acetylene) ایک خاص قسم کے حوضوں میں رکھ کر بھی کام میں لائی جاتی ہے۔ اِن حوضوں میں یہ گیس بہت سے دباؤ کے ماتحت رکھ کر ایسیٹون (Acetone) میں حل کر دی ہوتی ہے۔ اور اِس شکل میں وہ بلا خوف و خطر استعمال کیجا سکتی ہے۔

جب ایسیٹیلین C_2H_2(Acetylene) جلتی ہے تو ۲ × ۱۲ + ۲×۱ = ۲۶ گرام ایسیٹیلین کے جلنے سے صرف وُہی حرارت حاصل نہیں ہوتی جو ۲×۱۲ گرام کاربن اور ۲ × ۱ گرام ہائیڈروجن کے جلنے سے حاصل ہونی چاہیئے بلکہ اس کے ساتھ ساتھ وہ حرارت بھی حاصل ہو جاتی ہے جو اِس گیس کی تحلیل کا نتیجہ ہے۔ چنانچہ

۲ × ۱۲ گرام کاربن کے احتراق کا نتیجہ	۸۰۴۰ × ۱۲ × ۲ = ۱۹۲۹۶۰ حرارہ
۲ × ۱ گرام ہائیڈروجن کے احتراق کا نتیجہ	۲۸٬۸۰۰ × ۲ × ۱ = ۵۷٬۶۰۰ حرارہ
اور ۲×۱۲ + ۲×۱ = ۲۶ گرام ایسیٹیلین کی تحلیل کا نتیجہ	۵۳٬۲۰۰ حرارہ
لہٰذا ۲۶ گرام ایسیٹیلین کے احتراق کا نتیجہ	۳۰۳٬۷۶۰ حرارہ

یہی وجہ ہے کہ ایسیٹیلین (Acetylene) کے شعلہ کی تپش غیر معمولی طور پر بہت بلند ہوتی ہے۔